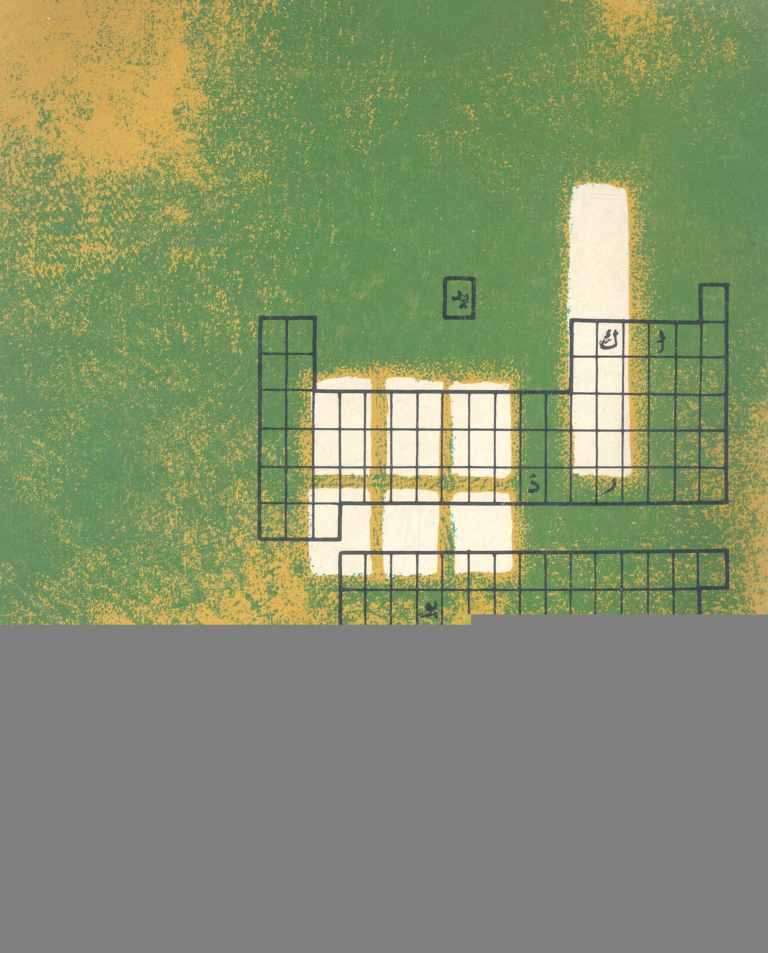




تأليف: إسحق أزيموف
ترجمة الدكتور محمد الشحات

الناشر
دار النهضة العربية
٣٢ شارع عبد الخالق ثروت
ت ٧٦١٣١ - القاهرة

BUILDING BLOCKS OF THE UNIVERSE

PUBLISHED BY ABELARD—SCHUMAN, NEW YORK

محتويات الكتاب

الصفحة

تمهيد

المائة واثنان

عندما يتحدث العلماء عن المادة ، فإنهم يعنون كل ما له وزن : الصخرة ، أو الكائن الحى ، أو الكتاب ، أو كمية من ماء البحر ، أو العربة . بل إن أى شىء تذكره ، بما فى ذلك الشمس والقمر والنجوم ، إنما يعتبر مادة — فحتى الهواء له وزن : إذن فهو مادة (ولكن الضوء والحرارة والأشعة السينية وموجات الكهرباء ، ليس لها وزن — وبالتالى فإنها ليست مواد) .

وتتكون كل المواد من جسيمات صغيرة ، وهى من الصغر بحيث لا يمكن رؤيتها حتى بأى ميكروسكوب اكتشف حتى الآن ... وهى تسمى «بالذرات» .

ويبدو إذا نظرنا حولنا أن هناك آلافاً من الأنواع المختلفة من المادة فى العالم . ولكننا ندهش عندما نعرف أن عدد الأنواع المختلفة من الذرات التى تكونها ليس بالكثير — إذ أن الواقع أن عدد الأنواع المختلفة من الذرات التى نعرفها يبلغ ١٠٢ فقط . وأكثر من هذا فإن معظم الأنواع المائة والإثنين من الذرات نادر الوجود ، بل إن بعضها لا يوجد بالمرة فى الطبيعة ، وإنما يوجد فقط فى المعامل حيث أوجدها العلماء . والواقع أن الذرات الشائعة التى يمكن أن توصف بأنها معروفة لا يتعدى عددها الإثنى عشر نوعاً .

وقد توجد الذرات أحياناً كجسيمات منفصلة لا ترتبط بغيرها ، ولكنها فى الغالب تكون مجموعات ، وهذه المجموعات تسمى « جزيئات » . وهى تلتصق ببعضها بمرور الزمن . وهى تتشابه فى هذا السلوك مع الكائنات الحية .

فقد يعيش بعض الأشخاص فى عزلة — ولكن الغالبية العظمى منهم يعيش كل منهم كفرد فى عائلة . ومع أنه يوجد نوعان فقط من الكائنات الحية :

الإناث والذكور ، إلا أنه توجد أنواع مختلفة من العائلات . فقد تجد عائلة مكونة من رجل وزوجته — أو أرملة وثلاثة أطفال كلهن فتيات ، أو زوجين مسنين وابن زوجة الإبن وحفيدين - وهكذا توجد آلاف من الاحتمالات لأنواع مختلفة من العائلات .

وبنفس الطريقة قد يتحد عدد قليل من الذرات المختلفة مكوناً أنواعاً مختلفة من المجموعات . وهذا يفسر وجود أنواع مختلفة جداً من الأشياء فى الحياة .

وإذا تكونت جزيئات نوع معين من مادة ما من أكثر من نوع من الذرات سميت هذه المادة «مركباً» . وهناك مئات وآلاف من المركبات المختلفة التى يعرفها الكيميائيون . وتتكون معظم الأشياء التى نراها من مركبات أو خليط من المركبات . ويتكون جسم الإنسان وحده من عدة آلاف من المركبات المختلفة .

أما إذا تكونت جزيئات نوع ما من المادة من نوع واحد من الذرات فتسمى هذه المادة «عنصراً» . وبما أنه يوجد مائة نوع واثنان من الذرات المعروفة ، فعلى ذلك يوجد ١٠٢ عنصراً . وهذه العناصر بمثابة أحجار بناء هذا العالم ، وقد نتجت عنها فى التطورات الطبيعية المختلفة كل المركبات العديدة الموجودة حالياً .

وقد أصبح فى استطاعة الكيميائيين حالياً صنع أى مركب إذا ما توفرت لهم المواد الأولية . وبعض هذه العناصر المائة والإثنين نعرفها جيداً . فمن المؤكد أنك سمعت مثلاً عن الذهب والفضة والنحاس والحديد والألومنيوم ، فى حين أن بعضها لا يعرفها سوى الكيميائيين المحترفين . فهل سمعت مثلاً عن الثاليوم أو البراسوديميوم أو الجادولينيوم ؟

وسأحدثك فى هذا الكتاب عن كل العناصر بشكل مختصر مبتدئاً بالعناصر المعروفة والمشهورة . ولكنى أود أن أتحدث أولاً عنها جميعاً بشكل عام . فهذه العناصر غالباً ما تختلف عن بعضها فى الشكل والتفاعل .

فبعضها صلب ولونها أسود ، وبعضها لامع ويمكن طرقها إلى أشكال مختلفة ، وبعضها هش ، وبعضها غازى (كالهواء) فى الظروف الطبيعية ، وبعضها سائل فى الظروف الطبيعية ، وبعضها ملون وبعضها لا لون له . وتختلف طرق اتحاد ذرات

العناصر المختلفة بعضها ببعض أو بذرات العناصر الأخرى (وهذا يعنى اختلاف خواصها الكيميائية) .

وقد حاول الكيميائيون إيجاد نظام خاص لكل هذه العناصر المختلفة . وقد وجدوا أن كل ذرة تتكون بدورها من جسيمات غاية فى الصغر ، وعلى الأجزاء الخارجية منها يوجد عدد من الجسيمات الصغيرة وتسمى « إلكترونات » . ولكل نوع معين من الذرات عدد خاص من الإلكترونات . وتحتوى أبسط ذرة على إلكترون واحد . وكلما زاد تعقيد الذرة احتوت على عدد أكبر من الإلكترونات حتى تصل إلى ١٠٢ بدون أن ينقص منها واحد . وعلى ذلك فقد أعطى الكيميائيون لكل عنصر اسماً و « عدداً » ذرياً . فالذرة التى تحتوى على ٢٣ إلكتروناً يكون عددها الذرى ٢٣ ، وهكذا .

وتنتظم هذه الإلكترونات فى طبقات أو مدارات حول مركز الذرة ، وهى تشبه تماماً طبقات البصلة . وعندما يكتمل عدد الإلكترونات فى المدار فإن الإلكترون الزائد ينتقل إلى المدار التالى . فالعنصر رقم ٣ مثلاً يكتفى مداره الأول (التالى للمركز) بإلكترونين . وعلى ذلك يوجد الإلكترون الثالث على المدار الثانى . وفى العنصر الحادى عشر نجد أن المدارين الأول والثانى قد كملا ونجد إلكتروناً واحداً فى المدار الثالث . والعنصر رقم ١٩ نجد مداراته الأول والثانى والثالث قد كمل عددها ، ويوجد إلكترون واحد فى المدار الرابع . وتعتمد الخواص الكيمائية والطبيعية للعناصر إلى درجة بعيدة على عدد وترتيب الإلكترونات فى المدار الخارجى . وعلى ذلك تتشابه العناصر رقم ٣ ، ١١ ، ١٩ فى أن مداراتها الخارجية تحتوى على إلكترون واحد . وكلها عناصر رخوة يقتم لونها بتعرضها للهواء ، وتشتعل إذا ألقيت فى الماء ، وهى سهلة الانصهار .

وقد تمكن الكيميائيون من ترتيب كل هذه العناصر بطريقة جعلت العناصر ذات المدار الخارجى المتشابهة فى عامود واحد أو فى نفس الصف . وقد أطلق على

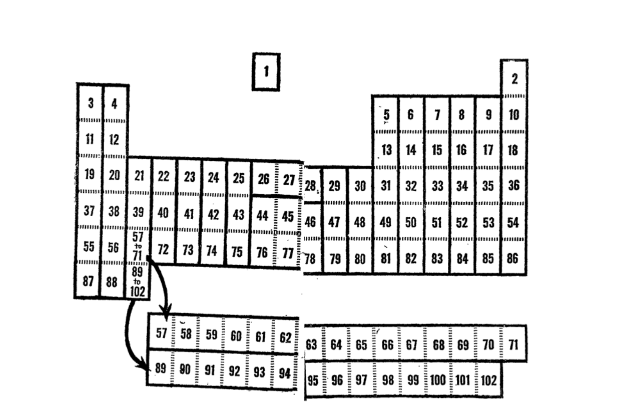
هذا الترتيب « الجدول الدورى » ويمكنك الرجوع إلى الجدول فى آخر هذا الفصل وفيه نظمت العناصر تبعاً لعددها الذرى .

ويلاحظ فى الجدول أن العناصر المتشابهة بسبب تشابه نظام الإلكترونات فى المدار الخارجى ، محصورة بين الخطوط الثابتة ، ويفصلها عن بعضها خط منقط . كذا نجد أن العناصر ٣ ، ١١ ، ١٩ بالإضافة إلى العناصر ٣٧ ، ٥٥ ، ٨٧ تقع فى عامود واحد ، فى حين أن العناصر ٢ ، ١٠ ، ١٨ ، ٣٦ ، ٥٤ ، ٨٦ تقع فى عامود آخر . وكمثل العناصر المتشابهة التى توجد فى نفس الصف نجد عنصرى ٢٦ ، ٢٨ وكذا ٥٧ ، ٧١ . وسيمكننا بمساعدة الجدول الدورى دراسة العديد من العناصر فى نفس الوقت .

وستجد جدولاً صغيراً على رأس كل باب ، وفيه وضعت رقم كل عنصر ، قيد البحث ، فى خانته الخاصة . وتركت باقى الأماكن بيضاء وبهذه الصورة ستكون لديك فكرة عن ارتباط العناصر ببعضها .

وستجد فى نهاية الكتاب الجدول الدورى كاملاً ، وفيه أسماء العناصر بدلاً من أرقامها . وعندئذ أرجو أن تكون قد تعرفت على معظم الأسماء .

والآن فلنحاول أن نرى كيف تبدو هذه العناصر المكونة لبناء العالم .

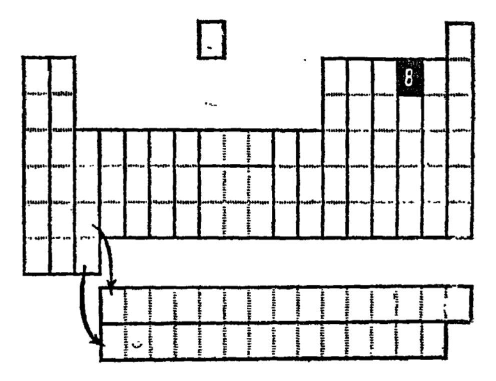


1
2
3 4
5 6 7 8 9 10
11 12
13 14 15 16 17 18
19 20 21 22 23 24 25 26 27 28 29 30 31 32 33 34 35 36
37 38 39 40 41 42 43 44 45 46 47 48 49 50 51 52 53 54
55 56 57 to 71 72 73 74 75 76 77 78 79 80 81 82 83 84 85 86
87 88 89 to 102
57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71
89 90 91 92 93 94 95 96 97 98 99 100 101 102

الفصـــل الأول

الأكسيجين

العنصـــر الذى نتنفســه



الحالات الثلاث :

الأ كسيجين هو العنصر رقم ٨، وقد تعجب لماذا بدأت برقم ٨ بدلا من رقم ١ .
هناك عدة أسباب لذلك :

أولاً : يعتبر الأ كسيجين أ كثر العناصر انتشاراً على الأرض . وهو يكون تقريباً نصف عدد الذرات التي يتكون منها كو كبنا . بل إنه يكون ½ عدد الذرات المكونة للقشرة الأرضية والتي يبلغ سمكها ١٠ أميال .

ثانياً : يدخل الأ كسيجين فى تر كيب العديد من المركبات الموجودة فى الأرض،

وذلك باتحادها مع ذرات العناصر الأخرى مكونة جزيئات . ومع ذلك يوجد الأكسيجين فى الهواء الجوى المحيط بنا على شكل عنصر بذاته. ويتكون ⅕ الجزيئات الموجودة فى الهواء من ذرتين من الأكسيجين فقط ، والجزىء الذى يتكون من ذرتين من الأكسيجين يسمى (جزىء أكسيجين) .

ثالثاً : ولا تقتصر أهمية الأكسيجين على كثرة انتشاره بل أيضاً لفائدته . فإننا عندما نتنفس ، نمتص الهواء داخل الرئة . ويمتص الجسم بعض أكسيجين الهواء ، وهذا يتحد بدوره ببعض المواد التى نحصل عليها من الطعام الذى نأكله . وهكذا تنتج الطاقة اللازمة لاستمرار حياة الإنسان وعمله .

ويجب أن نتنفس باستمرار فى صحونا ونومنا لنحصل على الأكسيجين. إننا قد نستغنى عن الطعام لأسابيع ، ونستغنى عن الماء لأيام ، ولكن خمس دقائق بدون أكسيجين كافية للقضاء علينا .

وعلى ذلك فالأكسيجين عنصر يستحق أن نبدأ به .

وأكثر ما يسترعى الأنظار فى الأكسيجين أنه غاز . وقبل أن أستطرد سأتوقف قليلاً لأشرح معنى الغاز .

تتكون معظم الأشياء التى حولنا (على هذه الأرض) من أجسام صلبة ، وهذا يعنى أنها كتلة منفصلة ملتصقة بعضها وتحتفظ بهذا الشكل إذا تركت وشأنها . وقد يكون هذا الجسم الصلب المعين خشناً كقالب الطوب ، أو ناعماً كقطعة من الشمع ، وقد يكون أصلب من قضيب من الفولاذ ، أو مرناً كالكرة المطاطة ، أو هشاً كرقائق الألومنيوم . ومع ذلك فإذا رفعت أى جزء منه فإنه يرتفع كله ككتلة واحدة ويبقى ملتصقاً بعضه . وذلك لأن جزيئات الجسم الصلب ملتصقة بعضها بشكل تام ، وكل جزىء يبقى فى مكانه الخاص ، وقد يهتز فى مكانه (مثل الإنسان العصبى الذى يبدل قدميه وهو واقف فى الانتظار) ولكنه يبقى فى نفس المكان .

وإذا رفعت درجة حرارة هذا الجسم الصلب فإن جزيئاته تهتز وتزداد سرعتها، وقد تصل إلى درجة حرارة تبتعد فيها الجزيئات عن بعضها بل وتتحرك بحرية فوق وحول بعضها . عند هذه الحال يقال إن المادة الصلبة قد « انصهرت » وتحولت إلى « سائل » .

ويعتبر الماء أكثر السوائل شهرة ، ومع ذلك نعرف غيره . فالكحول والجازولين والزئبق وزيت الزيتون كلها سوائل . ولا يلتصق السائل ببعضه مثل الأجسام الصلبة ، فلا يمكنك مثلاً جذب جزء من الماء بين أصابعك فيرتفع كل الماء من الكوب . فأى كمية من السائل ليس لها شكل معين بل تأخذ شكل الإناء الذى يحتويها .

(فى حالة الجزيئات المعقدة التى تحتوى على عدد كبير من الذرات يتسبب إرتفاع درجة الحرارة فى انفصالها تماماً . وبدلاً من أن ينصهر الجسم الصلب فإنه « يتحلل » . فالسكر العادى لا ينصهر إذا رفعت درجة حرارته لأنه يتفحم وتتصاعد منه أبخرة لأنه يتحلل. وفى حالة الديناميت فإن التحلل يحدث بسرعة وعنف، ويقال إن المادة « انفجرت ») .

ومع أن جزيئات السوائل ليست مرتبطة تماماً ، إلا أنها تستمر قريبة من بعضها ، وإذا رفعت درجة حرارة السائل إلى درجة معينة تتطاير الجزيئات بعيداً عن بعضها تماماً ، وتتبعثر وتنتشر كل منها بعيداً فى كل اتجاه · وعندئذ يقال إن السائل « يغلى » وإنه تحول إلى « غاز » .

وهكذا نجد أن « الحالات الثلاث للمادة » هى الصلبة والسائلة والغازية . ويمكن أن توجد معظم المركبات البسيطة وكل العناصر على هذه الحالات الثلاث · ويتوقف وجودها فى الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية ، على درجة الحرارة وعلى بعض الظروف الأخرى المحيطة بها .

ويعتبر الماء من أحد من هذه الأمثلة . فالماء فى الظروف العادية سائل . وبانخفاض درجة حرارته إلى درجة معينة يتحول إلى مادة صلبة نطلق عليها « ثلج » . وبارتفاع درجة حرارة الماء يتحول إلى غاز ويسمى « بخار الماء » . فالماء والثلج وبخار الماء كلها مادة واحدة فى ثلاث حالات مختلفة ، ويمكن تحويلها من حالة إلى أخرى بالتسخين أو التبريد .

وتغلى المواد المختلفة وتنصهر فى درجات حرارة مختلفة . وتتوقف الدرجة التى تنصهر فيها مادة ما على مدى ارتباط الجزيئات ببعضها . فمثلا ترتبط جزيئات الصخرة ببعضها بشكل قوى حتى إنها تحتاج لتسخينها إلى درجة الاحمرار أو أكثر قبل أن تنفصل عن بعضها وتتحول إلى سائل . (فالحمم التى تنساب من البراكين المنفجرة ما هى إلا نوع من الصخور المنصهرة) . ومن ناحية أخرى فإن ارتباط جزيئات الثلج ضعيف جداً إلى درجة أن حرارة يوم من أيام الربيع تكفى لصهره وتحويله إلى ماء .

وهناك جزيئات ارتباطها أضعف ، وجزيئات الأكسيجين مثل على ذلك ، فهى توجد على شكل سائل في درجات الحرارة المنخفضة وتتحول إلى صلب إذا انخفضت درجة حرارتها أكثر . ودرجة الحرارة على سطح الأرض لا تبقى الأكسيجين فى حالته السائلة فما بالك بالصلبة فالأكسيجين يوجد فى الطبيعة على شكل غاز لهذا السبب .

وقد حاول الكيميائيون خفض درجة الحرارة فى المعمل لتحويل الأكسيجين إلى سائل ولم ينجحوا إلا فى سنة ١٨٧٧ . ودرجة الحرارة اللازمة هى ٣٠٠ درجة تحت درجة حرارة الصفر الفهرنهيتى . وعلى ذلك فعندما نقول إن الأكسيجين غاز، فهذا يعنى أنه غاز فى درجة الحرارة المعتادة .

اكتشاف المجهول :

ليس من اليسير دراسة الغازات . ولنأخذ الهواء مثلاً على ذلك ، وهو من أكثر الغازات انتشاراً . فماذا تعرف عنه ؟ إنه شفاف وعديم اللون ويمكنك الرؤية خلاله ، لاطعم ولا رائحة له . فكيف إذن تحس بوجوده ؟

إنك تحس بوجوده لأنك تشعر به عندما يتحرك ، أو تتحرك أنت بسرعة خلاله . وتختلف درجة حرارة الأجزاء المختلفة من الهواء بتأثير الشمس (وهذا يتوقف على وجود الهواء قريباً من الأراضى المرتفعة أو المنخفضة ، فى الشمال أو الجنوب ، قريباً أو بعيداً عن الماء) . ويتصاعد الهواء الساخن إلى أعلى وينخفض الهواء البارد . ويطلق اسم « الرياح » على هذه الحركات الواسعة للهواء ويصل عنف الرياح أحياناً إلى درجة غير محتملة . وأى إنسان عاش مثلى فى وسط هذه الزوابع يؤكد قولى . فوجود الهواء لا شك فيه .

قد يبدو لك أن الهواء لاوزن له ، فإننا نتحرك خلاله بسهولة بدون أن نشعر بثقله . ومع ذلك فالغازات ، مثلها مثل السوائل والمواد الصلبة ، هى مادة ولها وزن .

ومن المؤكد أن وزن الغاز أخف بكثير من السوائل والمواد الصلبة ، فربع جالون من الماء يزن رطلين تقريباً ، أما إذا ملىء هذا الحجم بالهواء فى الظروف الطبيعية فإنه يزن $\frac{1}{4}$ من الأوقية . والهواء الذى فى حجرة عادية والتى يبلغ عرضها ١٢ قدماً وطولها ١٨ قدماً وارتفاعها ٨ أقدام لا يزن سوى ١٥٠ رطلاً .

إننا فى الواقع نعيش عند قاع طبقة من الهواء تمتد أميالاً وأميالاً فوقنا . وهو موجود بكميات كبيرة حتى إنه يقع على كل بوصة مربعة من جسمنا خمسة عشر رطلاً من الهواء . ولكن أجسامنا مملوءة هواءً وله ضغط متساو فى كل الاتجاهات ، ويتعادل مع الضغط الخارجى ولذا لا نحس بوزنه .

والآن ، كيف يمكنك التمييز بين غازين ؟ لوفرض أن أحد الكيميائيين وضع أمامك زجاجتين ، وأخبرك أن إحداهما بها هواء وبالأخرى أكسيجين لبدت كل من الزجاجتين متشابهتين وخاليتين . وكلا الغازين عديم اللون والرائحة والطعم . حقيقة إن الأكسيجين أثقل نوعاً من الهواء ولكن ليس بالدرجة التي يمكنك التمييز بينهما.

ما عليك إذن إلا أن تقارن بين تفاعل كل منهما في نفس الظروف : أمسك شظية خشبية وأشعل طرفها ، وبعد أن تشتعل بلحظة أطفىء اللهب بحيث يظل طرفها متقداً ، ثم زج بالطرف المتقد في زجاجة الهواء تلاحظ أن الشظية تستمر متقدة ثم تنطفىء بعد فترة . ثم اغمر طرف الشظية المتقد في زجاجة الأكسيجين تجد أنها تشتعل فجأة بلهب وتستمر مشتعلة بوهج أكثر مما بدأت به .

لم حدث هذا ؟

يعتبر الأكسيجين مادة « نشطة » تتحد جزيئاتها بسهولة بجزيئات المواد الأخرى . فإذا سخن الخشب مثلاً ، فإنه يتحلل وتتصاعد منه غازات ، وهذه الغازات قابلة للاشتعال . أى أنها تبدأ فى الاتحاد مع جزيئات الأكسيجين التى فى الهواء وينتج عنها طاقة يمكن الإحساس بها كحرارة أو رؤيتها على شكل ضوء .

وإذا إنطفأ اللهب الناتج فهذا يرجع إلى أن الأكسيجين الذى فى الهواء غير كاف لاستمرار توقد الشعلة ما لم يسخن الخشب مرة ثانية ليشتعل ، أما إذا غمرت الشظية المتقدة فى أكسيجين نقى فإنها تتحد مع الأكسيجين بسرعة وبذا تسخن ويندلع اللهب مرة ثانية . (لابد من وجود شعلة على الأقل ، ولا يشتعل الخشب بالمرة إلا فى وجود شعلة حتى ولو كان فى أكسيجين نقى) .

وحيث إن الأكسيجين يساعد على اشتعال بعض الأشياء فإنه يقال إنه يساعد على « الاحتراق » أو الحرق . والأكسيجين الموجود فى الهواء هو الذى يساعد

الخشب والورق والجازولين وغيرها على الاحتراق عندما ترتفع درجة حرارتها . وإذا استبعد الأكسيجين من الهواء فإن مايتبقى منه لا يساعد على الاحتراق . وإذا أدليت شمعة مشتعلة أو قطعة خشب تحترق فى الهواء بعد إزالة الأكسيجين ، تجدها تنطفىء فى الحال .

ولا تحترق المواد المختلفة فى الظروف العادية إلا إذا وصلت إلى مايسمى « بدرجة الاشتعال » وتتحد بالأكسيجين ببطء فى درجات أقل من هذه الدرجة . وينتج ببطء عن هذا الاتحاد حرارة ، وتتجمع هذه الحرارة وتكمن فى المواد التى لا تشع الحرارة إلى الجو بسهولة . وأحسن مثل على هذا هى الخرق المبللة بالزيت ، فالحرارة التى تمتصها إذا تعرضت إلى الجو لمدة طويلة (أياماً وأسابيع) قد تصل إلى درجة الاشتعال فتحترق بلهب مفاجىء . وهو ما يسمى « بالاحتراق التلقائى » ، إذ يبدو أن النيران قد اشتعلت (من تلقاء نفسها) وقد أدى هذا الاحتراق التلقائى إلى حرق العديد من المنازل .

وتتوقف حياتنا على نوع من الاحتراق البطىء الذى يحدث بداخل أجسامنا عند احتراق الطعام الذى نأكله . وهذا الاحتراق هو الذى يحتفظ بدرجة حرارة الجسم ثابتة ، ويمده بالطاقة اللازمة للقيام بكل الأعمال . وما كانت حياتنا لتستمر خمس دقائق لو لم يساعد الأكسيجين على هذا الاحتراق ، ونختنق سريعاً ونموت إذا تنفسنا هواء خالياً من الأكسيجين ، لأنك تستهلك ٢٠ لتراً من الأكسيجين فى الساعة إذا كنت ساكناً ، وأكثر من هذا إذا كنت تعمل أو تلعب .

وكذا الأسماك والحيوانات المائية لا تعيش بدون الأكسيجين ، فهى « تتنفس الماء » . والحقيقة أن كميات صغيرة من الأكسيجين تذوب فى الماء . وتستخلص خياشيم السمك الأكسيجين من الماء ، وتنقله إلى الدم ، تماماً كما تفعل رئة الإنسان عندما تستخلص الأكسيجين من الهواء وتنقله إلى الدم . وتغرق السمكة فوراً — مثل الإنسان تماماً — إذا استبعدنا الأكسيجين من الماء .

ويصاب بعض الأشخاص بأمراض تجعل من الصعب على الرئة أن تأخذ الأكسيجين من الهواء . ويعطى لمثل هؤلاء الأشخاص أكسيجين نقى لاستنشاقه . ويدخل الأكسيجين إلى غطاء من البلاستيك يسمى « خيمة الأكسيجين » توضع بإحكام على الرأس والصدر . ويوضع فيها أيضاً بعض الأشخاص المرضين للنوبات القلبية ، وبهذه الطريقة تدخل كميات كبيرة من الأكسيجين إلى الدم وبذا يقل مجهود القلب الذى يرسل الدم إلى كل أجزاء الجسم . وقد وضع الرئيس أيزنهاور بعد النوبة القلبية التى حدثت له سنة ١٩٥٥ فى خيمة أكسيجين لعدة أيام .

فصل الهواء :

يخزن الأكسيجين النقى فى أسطوانات معدنية مختلفة الأحجام (يصل بعضها إلى قامة الإنسان) . ويكون الأكسيجين المخزون تحت ضغط ، أى تضغط جزيئاته على بعضها بحيث يسمح بإدخال المزيد منها . والأسطوانة المملوءة سعتها ١٣٥ مرة أكثر من سعتها تحت الظروف الطبيعية . وإذا فتحت فوهة الأسطوانة على سعتها ، يندفع الأكسيجين بمنتهى القوة كانفجار الصاروخ ، ولذا تجهز الأسطوانات بترتيبات معينة بحيث تسمح للغاز بالخروج ببطء ، ويلاحظ عدم وجود أى لهب أو شرارة أو أى جسم قابل للاشتعال بالقرب من الأكسيجين النقى المستعمل . فالأكسيجين في حد ذاته لا يحترق أو ينفجر ولكنه يساعد الأجسام الأخرى على الاشتعال بقوة .

فمن أين يأتى هذا الأكسيجين النقى الذى نملأ به الأسطوانات ؟

أحد هذه الطرق ، هو فصل ذرات الأكسيجين من مركب ترتبط به ارتباطاً ضعيفاً . وبتسخين مثل هذا المركب ، تنفصل ذرات الأكسيجين وتكون جزيئات الأكسيجين ، وتجمع على شكل غاز الأكسيجين الذى يمر فى أنبوبة إلى إناء به ماء منكس فى حوض به ماء . ويزيح الأكسيجين الناتج الماء حتى لا يبقى فى الإناء سوى الأكسيجين .

وقد اكتشف كل من الكيميائى السويدى « كارل شيل » سنة ١٧٧٢ والكيميائى الإنجليزى « جوزيف بريستلى » سنة ١٧٧٤ تحضير الأكسيجين بنفس هذه الطريقة. فقد اكتشف كل منهما أن الغاز الناتج يختلف عن الهواء ، وقد سماه شيل « هواء النار » .

وبعد سنة أو سنتين من هذا التاريخ سمى الكيميائى الفرنسى « أنطون لافوازييه » هذا الغاز بالأكسيجين . وهو مشتق من الكلمات الرومانية التى تعنى « سبب الحموضة » . وقد استخدم هذا الإسم لأنه اعتقد أن الأكسيجين يوجد فى جزيئات بعض المركبات المعروفة بالأحماض والتى لها طعم حمضى. وكان لافوازيه على خطأ فبعض الأحماض قد تحتوى وقد لاتحتوى على أكسيجين ، ولا علاقة للأكسيجين بالحموضة ومع ذلك فلا زال الإسم باقياً .

ويمكن تسخين مركب ما لتحطيم جزيئاته ولكننا لا نحصل بهذا إلا على كمية ضئيلة من الأكسيجين . ويستحسن استخدام « الهواء السائل » للحصول على كميات كبيرة منه .

ويمكن تحويل الهواء إلى سائل بخفض درجة حرارته إلى درجة معينة. وعندما يغلى الهواء السائل يتحول إلى غاز مرة ثانية — مثل الماء — عندما يغلى يتحول إلى غاز (بخار الماء) .

ويتكون الهواء من أكثر من نوع من الجزيئات ، وخمسه أكسيجين ، والباقى تقريباً نوع آخر من الغاز ويسمى نيتروجين . ويغلى الأكيسجين السائل ويتحول إلى غاز فى درجة حرارة منخفضة جداً ولكن النيتروجين السائل يغلى ويتحول إلى غاز فى درجة أقل من الأكسيجين . فإذا سخن الهواء السائل ببطء وهو مخلوط من الإثنين ، فإن النيتروجين يغلى وتخرج فقاعاته بسرعة أكبر من الأكسيجين .

ويمكن مشاهدة هذه التجربة . فالنيتروجين سائل عديم اللون كالماء ، أما الأكسيجين السائل فلونه أزرق ، فلو سخن الهواء السائل ببطء فإن لونه يتحول إلى الزرقة كلما اختفى النيتروجين ليتبقى الأكسيجين السائل .

وبالاستفادة من اختلاف درجتي غليان كل من النيتروجين والأكسيجين فإننا « نجزىء » الهواء السائل ، أى نفصله إلى جزء هو الأكسيجين وجزء آخر هو النيتروجين ، ويمكن تخزين كل منهما فى أسطوانات لحين استعماله .

ويستخدم الأكسيجين كذلك فى الطب لا فى خيمة الأكسيجين فحسب ولكن بخلطه أيضاً مع المخدرات . فالمريض يخدر بواسطة استنشاق رئتيه للمواد المخدرة مثل الأثير (أو أى مخدر آخر) المخلوط بالأكسيجين .

وفى الصناعة يخلط الأكسيجين مع تيار من الغاز القابل للاشتعال لتكوين لهب شديد الحرارة يستخدم فى اللحام وقطع الحديد .

وتعتبر إسالة الأكسيجين إحدى طرق ضغط كميات كبيرة منه فى حيز صغير نسبياً . ويستخدم الأكسيجين السائل لإشعال الوقود فى القذائف والصواريخ . ويختصر رجال القذائف كلمة الأكسيجين السائل إلى LOX .

ذكرت سابقاً أن جزىء الأكسيجين يتكون من ذرتين . وقد تتحد ثلاث ذرات لتكون جزىء الأكسيجين . ويصبح وزن هذا التجمع الثلاثى الذرة أكبر من وزن جزىء الأكسيجين العادى بمرة ونصف . وهذا الجزىء ذو الثلاث ذرات هو أيضاً أكسيجين ولكنه يختلف كلية عن الجزىء ذى الذرتين فى تفاعله ، ولذا أطلق الكيميائيون عليه اسم « أوزون » .

وقد تكون سمعت كلمة « أوزون » من قبل ، وهو تعبير عامى عن الهواء النقى فى الريف ، وخاصة فى البلاد الجبلية . ومن الخطأ أن تعتقد أن الأوزون الذي يحتوى جزيئه على ثلاث ذرات من الأكسيجين أفيد من الأكسيجين العادى

عرة ونصف . فى الواقع لا يوجد أوزون فى الهواء الجوى ولا حتى فى الجبال . وحتى لو وجد فلن ترتاح له ، لرائحته القوية الحادة (وترجع كلمة أوزون إلى الكلمة اليونانية التى تعنى أنا أشم) وفوق هذا فهو سام .

ولا تتحد الذرة الثالثة بجزىء الأكسيجين بسهولة ولا تتلاءم معه جيداً، وتحتاج إلى دفعها لذلك . وتستمد الطاقة اللازمة لهذا الاتحاد من الكهرباء العالية القوة . ويتحول بعض الأكسيجين الموجود حول بعض الأجهزة الكهربائية إلى أوزون ، ويمكن ملاحظة رائحته بسهولة . وتعتبر الأشعة فوق البنفسجية مصدراً آخر للطاقة وهى التى تصدر عن مصابيح بخار الزئبق أو من « مصابيح الشمس » . ويمكن ملاحظة رائحة الأوزون بالقرب من مثل هذه المصابيح .

وضوء الشمس غنى بالأشعة فوق البنفسجية . فإذا اصطدمت أشعة الشمس بالطبقات العليا من الجو تحول بعض الأكسيجين إلى أوزون . وتمتص « طبقة الأوزون » الرفيعة والتى تعلو الأرض بحوالى خمسة عشر ميلاً ، كثيراً من أشعة الشمس فوق البنفسجية وتمنعها من الوصول إلى سطح الأرض . وهذا من حسن حظنا وإلا فإن كمية الأشعة فوق البنفسجية كافية للقضاء علينا إذا ما اصطدمت بأجسامنا . وعلى هذا فطبقة الأوزون ضرورية لحياتنا .

وكما رأينا ، تتحد ذرة الأكسيجين الثالثة بجزىء الأكسيجين بصعوبة ولكن يسهل انفصالها عنه ، وسرعان ما يتحول الأوزون إلى أكسيجين ثانياً تاركاً ذرة الأكسيجين ـ فالأوزون « غير ثابت » : تسرع ذرة الأكسيجين التى انفصلت للاتحاد مع أى مادة أخرى . وبهذه الطريقة نرى أن الأوزون أقدر على إحداث تغيرات كيميائية بسهولة أكثر من الأكسيجين العادى ، بل إنه أكثر نشاطاً منه . وفى الواقع كانت هناك أفكار لاستبدال الأكسيجين بالأوزون فى القذائف ولكن عدم ثباته جعل من الصعب استعماله .

ولا يتأثر الزئبق والفضة بالأكسيجين العادي ، ولكن لونهما يقتم في وجود الأوزون . والأوزون « مزيل الألوان » . فجزيئات بعض المواد الملونة تفقد لونها بتعرضها له .

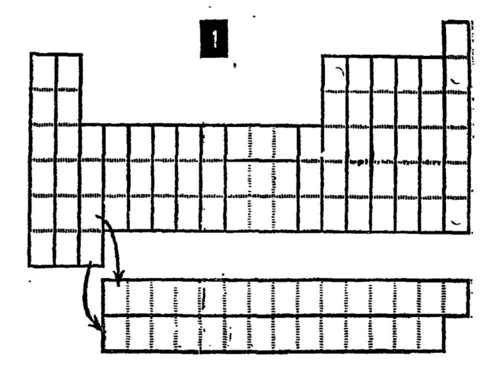
وكذا يزيل الأوزون « الرائحة » ، فيحول جزيئات بعض المواد ذات الرائحة إلى جزيئات عديمة الرائحة . وإذا أمكن وضع بعض الأجهزة الكهربائية التي تغير الأكسيجين إلى أوزون في أجهزة التبريد الصناعية ، فإنها تزيل رائحة الجو المحيط بها أثناء تحول الأوزون ثانياً إلى أكسيجين .

وللأوزون فائدة أخرى : إنه يعتبر مادة مثالية لتنقية مياه الشرب في المدن . فيخلط قليل منه مع الهواء الذي يمرر في الماء ، وبذا يقضي على الجراثيم والشوائب الكيميائية ، ويتحول الأوزون أثناء ذلك إلى أكسيجين ولا يترك أثراً وراءه .

وإذا وجد عنصر في صورتين أو أكثر تطلق على هذه الظاهرة « التآصل » Allotropy ، فالأوزون نوع متآصل مع الأكسيجين ، ولكنه يختلف ظاهرياً مع الأكسيجين . فهو ليس عديم اللون كالأكسيجين بل له لون أزرق محدد . والأوزون السائل لونه أزرق داكن جداً أو أسود تقريباً . وستصادفنا المزيد من هذه الصور المتآصلة الجديدة بالدراسة في أبواب أخرى .

الفصل الثانى

الأيدروجين
أخف العناصر



الغاز الأرضي المفقود :

إن أبسط العناصر بلا جدال هو الإيدروجين . فهو العنصر رقم ١ ، وذرة الإيدروجين هى أصغر وأخف وأقل الذرات المعروفة تعقيداً . فلا غرو أن يصبح أكثر العناصر انتشاراً فى العالم كله . (يعتبر الأكسيجين أكثر العناصر انتشاراً على الأرض ، ولكن الأرض ما هى إلا جزء يسير من الكون كله) .

ويعتقد القائمون بدراسة الكواكب أن الإيدروجين يكون الآن ٩٠٪ من

جميع الذرات الموجودة فى الكون — وتتكون الشمس أساساً من الإيدروجين، وكذا معظم الكواكب الأخرى والمواد الدقيقة المتناثرة حول الكواكب ·

ومع ذلك فالإيدروجين غير منتشر تماماً على الأرض . بل إنه يكون ٣./ من ذرات الطبقات الخارجية للأرض، وتقل هذه النسبة فى الطبقات الداخلية .. ومع ذلك فلابد أن الأرض كانت مكونة من نفس مادة باقى الكون . فما الذى حدث بعد ذلك للإيدروجين ؟

يكن فى صغر ذرة الإيدروجين تفسير هذه الظاهرة . ذلك أن ذرات الإيدروجين ، مثل الأكسيجين ، تعيش على شكل أزواج · ويسمى اتحاد ذرتى الإيدروجين « جزىء الإيدروجين » · وجزىء الإيدروجين أصغر من أى جزىء آخر معروف — بل إنه أصغر من أى ذرة منفردة لعنصر آخر ·

والجزيئات كلها فى حركة دائمة . وجزيئات الجسم الصلب ولو أنها ثابتة فى مكانها إلا أنها دائمة التذبذب · وتتحرك جزيئات السائل بحرية أكثر ، وجزيئات الغاز بحرية أكثر من السائل ·

وتتحرك جزيئات الأكسيجين فى درجة الحرارة العادية فى الجو بسرعة تزيد عن أربعة أميال فى الدقيقة· وهى تصطدم بطبيعة الحال باستمرار بعضها ببعض وترتد عنها · وكلما ارتفعت درجة الحرارة ازدادت حركة الجزيئات ، ومثال ذلك أنها تسرع فى الجو المحيط بالأفران العالية الحرارة ·

وتتحرك الجزيئات الصغيرة أسرع من الكبيرة · وتبلغ سرعة جزيئات الإيدروجين فى درجة الحرارة العادية حوالى ٧ أميال فى الدقيقة (وهذا هو متوسط السرعة لأن بعضها يتحرك أسرع وبعضها أبطأ) .

وتتحرك بعض الأجسام بسرعة كافية تجعلها تنفذ خارج الكرة الأرضية : فإذا رميت حجراً فى الهواء فإنه يرتفع لمسافة معينة ثم تجذبه الجاذبية الأرضية إلى أسفل ثانياً ، وإذا قذفته بقوة أكبر فإنه يصل إلى مسافة أبعد قبل أن يسقط ثانياً . وإذا أطلقت قذيفة من مدفع فإنها ترتفع لعدة أميال قبل أن تسقط ثانياً . أما إذا تمكنت من إطلاق شىء ما بأسرع من ذلك فإنه لن يعود بالمرة . ويطلق على هذه السرعة « سرعة الهروب » «Escape Velocity».

وتتحرك جزيئات الإيدروجين بسرعة تقرب من « سرعة الهروب » . ولهذا السبب فإذا وجدت جزيئات الإيدروجين فى الجو ، فإنها تتحرك بعيداً عن الأرض ، وتتسرب إلى الفضاء الخارجي . ومن المعتقد أن درجة حرارة الأرض عند بدء نشأتها كانت أكثر ارتفاعاً منها الآن بكثير . وكانت جزيئات الإيدروجين تتحرك بسرعة كبيرة جعلتها تتسرب بعيداً .

وعلى ذلك ، فمن الناحية العملية ، لم يبق الإيدروجين فى الهواء الجوى للآن . والقليل من الإيدروجين الذى تجده على الأرض الآن يرجع إلى أنه مرتبط بجزيئات تحتوى على ذرات ثقيلة .

وجزيئات الأكسيجين أثقل من جزيئات الإيدروجين بست عشر مرة وتتحرك ببطء أبعد ما يكون عن سرعة الهروب . ولذا لا يتسرب الأكسيجين بل يبقى فى الهواء الجوى .

وبعض الكواكب أكبر وأثقل من الأرض ، وبالتالى فلها قوة جذب أكبر . وهذا يجعل الجزيئات التى على مثل هذه الكواكب ، تتحرك بأسرع ما يمكن لتتسرب . ولذلك لا تتحرك جزيئات الإيدروجين بسرعة كافية لهروبها من كوكب المشترى ، لأن جاذبيته أكبر مرتين ونصف مرة من الجاذبية الأرضية ، ولأن درجة حرارته منخفضة عن الأرض . ولذا تتحرك جزيئات الإيدروجين بسرعة أقل من

صرعها على الأرض . وعلى ذلك يوجد الإيدروجين بكثرة فى الجو المحيط بالمشترى ، وبعض الكواكب الكبيرة الأخرى مثل زحل ويورانوس ونبتون .

أما أى كوكب أصغر من كوكبنا الارضى فلن يكون حاله أحسن من الأرض — فتبلغ جاذبية كوكب المريخ مثلا ٢/٥ جاذبية الأرض ، لذا تجد أن معظم الهواء المحيط به قد تسرب ولم تبق سوى طبقة رقيقة . أما القمر ، وهو أصغر بكثير ، وتبلغ جاذبيته ١/٦ جاذبية الأرض فليس حوله هواء جوى بالمرة .

ولو أن الإيدروجين يوجد بكمية ضئيلة فى القشرة الأرضية إلا أنه يكون ٢/٣ عدد ذرات المحيط . وقد احتفظت الجاذبية الأرضية بالإيدروجين مع ذلك إلى هذه الدرجة . والإيدروجين من حسن الحظ هو من العناصر الأساسية المكونه للأنسجة الحية (فيكون الإيدروجين ٢/٣ الذرات المكونة لأجسامنا) .

استخدامه فى الطيران :

والإيدروجين غاز مثل الأكسيجين فى درجة الحرارة العاديةويستمر فى الحالة الغازية حتى عند درجة الحرارة التى يسيل فيها الأكسيجين . وبالتالى فعند خفض درجة حرارته إلى أقل من هذا يتحول إلى سائل ثم صلب .

وغاز الإيدروجين هو أخف العناصر المعروفة ، وسبق أن قلت فى الفصل الأول إن وزن الهواء الذى يملأ حجرة جلوس عادية يبلغ ١٥٠ رطلا . فلو ملئت هذه الحجرة بالإيدروجين بدلاً من الهواء لبلغ وزنها ١٠ أرطال فقط .

وبنفس الطريقة نقول إن سائل الإيدروجين هو أخف السوائل ، وإن الإيدروجين الصلب هو أخف الأجسام الصلبة المعروفة .

ويزن اللتر من الإيدروجين السائل أوقيتين وربع أوقية فقط . وترجع إحدى مآسى الإيدروجين إلى خفة وزنه . فنحن نعلم أن الخشب يطفو على سطح الماء لأنه أخف من الماء . وبنفس الطريقة نجد الإيدروجين يطفو فوق الهواء لأنه أخف منه . ولذا

تطير حقيبة خفيفة فى الهواء إذا ملئت بالإيدروجين . وإذا علقت بعض الأثقال أسفلها فإنها ترتفع مع الحقيبة . وكلما زاد حجم الحقيبة زادت قدرتها على حمل المزيد من الأثقال . وإذا زاد حجم الحقيبة لدرجة كافية فقد تحمل إنساناً .

وترتفع حقيبة الإيدروجين ببطء عندما تصل إلى الطبقات العليا حيث يقل الهواء ويخف ، وأخيراً تقف . وإذا أسقط أحد الأثقال المعلقة بالحقيبة فإن هذا يسمح لها بالمزيد من الارتفاع . وإذا أمكن تفريغ جزء من الإيدروجين من الحقيبة ، فإنها تهبط ببطء . وتعرف مثل هذه الحقيبة المملوءة بالغاز والتى يمكن أن ترتفع وتتحول وتهبط بهذه الطريقة باسم « البالون ».

وبلا شك فهذه البالونات هى اكتشاف حديث . وقد أتم الأخوان الفرنسيان « جوزيف وجاك مونتجولفير » بناء أول بالون كبير ليحمل إنساناً سنة ١٧٨٣ ولم يستخدما الإيدروجين بل الهواء الساخن ، لأنه أخف من الهواء البارد . ولم يستخدم الإيدروجين إلا بعد ذلك ببضع شهور .

وتطير البالونات العادية اعتباطاً حسب مشيئة الريح كما يطفو قارب من الخشب على الماء تحت رحمة التيار . أما إذا كان البالون من الكبر بحيث يمكن تزويده بجازولين وموتور ، فإنه يمكن توجيهه فى الجو كما يوجه القارب البخارى فى الماء ، ويطلق اسم « البالون الموجه » على البالون المزود بموتور للقيادة (أى الذى يمكن التحكم فى توجيهه) كما يطلق عليه اسم « المنطاد » .

وكان الكونت « فرديناند فون زبلن » أول من نجح فى بناء البالون سنة ١٩٠٠ في ألمانيا . وصنع الحقيبة من الألومنيوم على شكل سيجار عريض بدلاً من صنعها من الحرير أو أى نسيج آخر ، ووضع حقائب الإيدروجين بداخلها .

وزاد اهتمام العالم بهذه البالونات الموجهة التى على شكل سيجار ، ولم تمر الأعوام الثلاثون من القرن العشرين حتى كانت كل من الولايات المتحدة وبريطانيا وفرنسا

وإيطاليا وخصوصاً ألمانيا قد أنتجت ما يربو على ١٥٠ من هذه المناطيد . وكانت الأحجام الكبيرة منها تفوق فى طولها ارتفاع أعلى ناطحات السحاب ، وتوجد بأسفل هذه المناطيد غرف تبدو صغيرة بالنسبة لحجمها ولكنها من الكبر بحيث تسع مائة شخص أو أكثر . وأشهر منطاد هو الذى نال نجاحاً كبيراً ، وهو المنطاد « جراف زبلن » (والذى سمى باسم المخترع) ، وقد صنع فى ألمانيا وقام برحلات كثيرة عبر المحيط الأطلسى كما قام بجولة حول العالم .

أما أكبر منطاد بلا منازع فهو « هيندنبرج » وصنع فى ألمانيا ، وقد تحطم نتيجة لانفجار الإيدروجين الذى كان يملأ حقائبه . وهكذا يمكن أن يتحول الإيدروجين إلى غاز خطير . فدعنا نعرف ماسبب هذا ؟

إحذر الشرارة :

الإيدروجين عنصر نشيط نوعاً ، تتحد ذراته بذرات الأوكسيجين ، وينتج عن هذا الاتحاد طاقة . وتظهر هذه الطاقة على شكل حرارة أساساً ، وقليلاً ماتظهر على شكل ضوء — وبتعبير آخر يحترق الإيدروجين فى الأوكسيجين (والهواء) بلهب ساخن أزرق باهت — ولابد أن بعضنا قد شاهد مثل هذا اللهب ، لأن الغاز المستخدم فى الطهو يحتوى على إيدروجين ، ويعتبر استخدام حرارة احتراق الإيدروجين فى الطهو من أحد المنافع الطيبة له .

ويستخدم لهب إيدروجين خاص فى الصناعة . فيمرر غاز الإيدروجين النقى (من أسطوانات معدنية مضغوط فيها الغاز) إلى أنبوبة ، وغاز الأكسيجين إلى أنبوبة أخرى ، وطرفا الأنبوبتين متقاربان بحيث يختلط الغازان عند خروجهما . فإذا أشعلت هذا المخلوط ينتج لهب شديد الحرارة يسمى لهب « الإيدروجين المؤكسد » . وهذا اللهب من السخونة بحيث يقطع الصلب كما لو كان زبداً . وربما رأيت هذا الموقد فى عمليات اللحام . ويلبس المشتغلون به أقنعة خاصة وملابس تقيهم وهج الغاز الساخن لدرجة الاحمرار والشرر المتطاير أحياناً .

والوقود المستخدم غالباً فى القذائف هو نوع من المواد التى تحتوى على الإيدروجين مثل الكيروسين والكحول والتى تتحد بعنف بالأكسيجين السائل لتنتج الانطلاق اللازم . وقد يكتفى بالإيدروجين السائل ، ولكنه يسيل فى درجة حرارة منخفضة وتصبح المشكلة هى الاحتفاظ بسيولته فى وضع الهبوط .

وجميل أن نستفيد من لهب الإيدروجين عند ما نريد ، ولكنه يحترق أحياناً حينما لا نريده . مثال ذلك ، عندما يكون فى المنطاد بكمية كبيرة ، فهناك احتمال أن يظهر فى أحد الجوانب منفذ صغير يتسرب منه غاز الإيدروجين إلى الكابينة السفلى ، وقد يشتعل فيها بسهولة ويشعل الحقيبة التى تعلوها . وينفجر خليط الإيدروجين والأكسيجين بقوة وعنف . ولذا يطلق اسم « غاز الفرقعة » على خليط من جزئين من الإيدروجين وجزء من الأكسيجين .

لذلك كانت هناك لوائح مشددة للاحتراس من النار ، قبل استخدام بديل للإيدروجين (كما سنرى فى الفصل الرابع) : مثل عدم السماح بالتدخين ، أو إشعال أى لهب أو شرارة ، حتى منع وضع مسامير فى نعال الأحذية حتى لا تنتج شرارة من ارتطامها بالأرض .

وهذا ما حدث للمنطاد الجبار هندنبرج فى ٦ مايو سنة ١٩٣٧ ، فبينما كان يحوم للهبوط فى « لاكهرست » بولاية نيوجيرزى ، تطاير بعض الشرر — رغم كل الاحتياطات — وتحول المنطاد فى ثانية واحدة إلى كتلة من اللهب . وكانت هذه الحادثة هى الضربة القاضية لاستعمال المنطاد فى الانتقال ، فلم يصنع ولن يصنع أى منطاد بعد ذلك . وقد حلت الطائرات محله تماماً .

ولا يقتصر خطر استعمال الإيدروجين على اشتعاله ، فطالما يسمح بخروج غاز الإيدروجين ببطء فى الهواء أو فى الأكسيجين ، ينتج عنه لهب يمكن التحكم فيه . ولو فرض أن الإيدروجين والأكسيجين اختلطا جيداً ، لا يحدث شيء فى الظروف

الطبيعية . ولكن ماذا يحدث لو أن شرارة رفعت درجة حرارة جزء من هذا المخلوط من الإيدروجين والأكسيجين ؟ تتحد جزيئات الإيدروجين والأكسيجين فى هذا الجزء الصغير ، والطاقة الناتجة قادرة على اتحاد الجزيئات المجاورة ، وهذه تطلق الجزيئات القريبة منها . وتتحد كل الجزيئات فى أقل من جزء من الثانية وتنطلق طاقة فى اندفاع واحد قوى : وهذا ما يسمى « بالانفجار » .

وتنفجر أى مادة قابلة للاشتعال سواء كانت غازاً أو سائلاً أو مسحوقاً دقيقاً إذا اختلطت بالهواء . ويعتبر غاز الطهو فى المنازل أكثر شبهاً بهذه المواد . فهو يحتوى على الإيدروجين أو مواد أخرى لا تقل عنه خطورة . فإذا فتحت صنبور الغاز واستمر فترة قبل أن تقرب منه ثقاباً مشتعلاً ، فانك تلاحظ فرقعة صغيرة قبل أن يشتعل الموقد كالمعتاد .

ولكن إذا تسرب الغاز لفترة (نتيجة لثقب مثلاً) فإنه يختلط ببطء بهواء الحجرة . فإذا أشعل الطيار أو أى إنسان آخر ثقاباً أو سيجارة ، فإن المخلوط كله يشتعل . وقد يسبب الانفجار إشعال المخزن كله ويقتل من به من الأشخاص . فإذا شككت فى وجود ثقب ، فلا تبحث عنه أبداً بعود ثقاب .

وكذا — ولنفس السبب — لا تبحث عن ثقب فى خزان الجازولين فى عربتك بثقاب . ولا تدخن عند استعمال منظف جاف قابل للاشتعال .

وإحدى فوائد الإيدروجين التى لاعلاقة لها بخفته أو قابليته للاحتراق ، هى فى تحسين الزيوت النباتية . فالزيوت المستخرجة من بذرة القطن رخيصة ، يمكن الحصول عليها بكميات كبيرة ، ولكنها (على عكس الزبد والشحم وزيت الزيتون)

لا يمكن استخدامها فى الطهو ـ فلها طعم خاص غير مقبول . وتحتوى جزيئات زيت بذرة القطن على عدد كبير من ذرات الإيدروجين (يربو على الخمسين) ومع ذلك فهى غير مشبعة ، ويمكن إدخال المزيد من ذرات الإيدروجين فيها . ويمكن عند خلط الزيت بالإيدروجين تحت ظروف معينة أن تتحد جزيئات الزيت بذرات الإيدروجين الزائدة . وتتحول الجزيئات الجديدة (مع كل ذرات الإيدروجين التى تمكنت من ضمها لها) إلى دهن صلب . وهذا الدهن أبيض عديم اللون والرائحة ويمكن حفظه لمدة طويلة . وهكذا أصبح زيت بذرة القطن الأصلى صالحاً للطهو .

وتسمى هذه العملية « بالهدرجة » . وما النباتين والمسلى الصناعى إلا أمثلة لزيت بذرة القطن المهدرج .

<u>النار فى المـــاء :</u>

إن أول ما جذب أنظار الكيميائيين هى الطريقة التى يشتعل بها الإيدروجين . وكان الكيميائى الإنجليزى « هنرى كافندش » سنة ١٧٦٦ أول من جمع غاز الإيدروجين ودرس خواصه وأسماه «الهواء القابل للاشتعال». أما الإسم الحديث فيرجع إلى «لافوازييه» بعد ذلك بعدة سنوات، وهو الذى سمى أيضاً الأكسيجين . وقد أسماه « إيدروجيناً » مشتقاً من الكلمات اليونانية التى تعنى « صانع الماء » .

وهذا بالفعل اسم سليم ، لأن هذا ما يفعله الإيدروجين عند ما يحترق : إنه يكون الماء . فإذا عرضت قطعة صغيرة باردة من الزجاج أوالصينى إلى لهب صغير من الإيدروجين ستجد أن قطرات من سائل قد تجمعت . وإذا قام كيميائى بدراسة هذا السائل سيجد أنه ماء نقى .

عندما تتحد جزيئات الإيدروجين مع جزيئات الأكسيجين ، فانها تكون جزيئات جديدة تتكون من ذرتين من الإيدروجين وذرة أكسيجين . وتعرف

هذه الجزيئات « بجزيئات الماء ». وتتكون كل المياه التى رأيناها فى كل المحيطات والبحيرات والأنهار والأمطار (والثلج والجليد والبخار أيضاً) من هذه الجزيئات الثلاثية الذرة : ذرتين من الإيدروجين وذرة أكسيجين .

ومع أننا ننظر إلى المـاء كشىء عادى وحقيقة مسلم بها ، إلا أنه فى الواقع جدير بالملاحظة ، بل يمكن كتابة كتب (وقد كتبت فعلاً) عن فائدة المـاء للحياة . ويمكن أن تدرك أهميته عندما تعرف أن المـاء يكون ٦٠٪ من وزن الكائنات الحية . ولهذا يرجع سبب كثرة وجود ذرات الإيدروجين فى جسم الإنسان أكثر من أى مادة أخرى — إلى هذه الجزيئات من المـاء .

وبما أن الإيدروجين والأكسيجين يتحدان ليكونا الماء ، فإنه يمكن فصل جزىء الماء إلى إيدروجين وأكسيجين . ويتم هذا بإمرار تيار كهربائى فى أسلاك تحت الماء ثم فى المـاء تحت ظروف معينة فيتجمع غاز الأكسيجين حول طرف سلك منها وغاز الإيدروجين حول السلك الآخر . ويسمى السلكان « قطبين كهربيين » ، وتسمى هذه العملية بالتحليل الكهربائى .

وتستمد الصناعة حاجتها من الإيدروجين بتحليل الماء تحليلاً كهربياً . وهى الطريقة العـامة الثانية لتحضير الأكسيجين بعد التقطير الجزئى للهواء السائل المضغوط .

وهناك طريقة قديمة لتحضير الإيدروجين باستخلاصه من المركبات المعروفة بالأحماض والتى أشرت إليها فى الفصل السابق . فكل الأحماض تحتوى على ذرات إيدروجين ضعيفة الالتحام بها . وكلما كان هذا الالتحام ضعيفاً كان الحامض قوياً . فإذا أضيفت بعض الفلزات إلى الحامض يتحد الحامض بالفلز ، وتنطلق ذرات الإيدروجين وتتحد هذه الذرات المتحررة لتكوين جزيئات

الإيدروجين ، وتتجمع على شكل غاز الإيدروجين . وتحتوى بطاريات التخزين فى السيارات على حامض وفلز ، ويمكن جمع غاز الإيدروجين منها فى أوقات معينة . ولذلك يصاب الأشخاص الذين يحاولون الكشف عن مستوى الماء فى البطارية بواسطة ثقاب نتيجة للانفجار الذى يحدث .

فوق أكسيد الإيدروجين الغير ثابت :

والماء ليس هو المركب الوحيد الذى يتكون من ذرات الإيدروجين والأكسيجين. فكما يمكن إضافة ذرة أكسيجين علاوة على الأكسيجين العادى لتكوين الأوزون النشيط الغير ثابت ، كذا يمكن إضافة ذرة أكسيجين إلى الماء لتكوين « فوق أكسيد الإيدروجين » النشيط الغير ثابت .

ويحتوى جزىء فوق أكسيد الإيدروجين على ذرتين من الإيدروجين وذرتين من الأكسيجين ، ويتشابه فوق أكسيد الإيدروجين مع الأوزون فى بعض النواحى ، فهو كذلك يطلق ذرة الأكسيجين الزائدة بأسرع ما يمكن ، وهو مزيل للألوان أو قاتل للبكتريا . ونظراً لقوة نشاطه استخدم فى المخلوطات الكيميائية التى تطلق الصواريخ والطوربيدات .

ويضاف الماء إلى فوق أكسيد الإيدروجين لضمان سلامة استعماله . ويتكون فوق أكسيد الإيدروجين الذى تشتريه من الصيدليات من ٣٪ فوق أكسيد الإيدروجين و ٩٧٪ ماء — ولا تدع هذا يدهشك ، فلو كان المحلول أقوى من هذا ، لكان تركيزه أقوى من اللازم عند استعماله ، ولنشأت عن ذلك أضرار .

وتعمل الحرارة والضوء على سرعة تحلل فوق أكسيد الإيدروجين إلى ماء

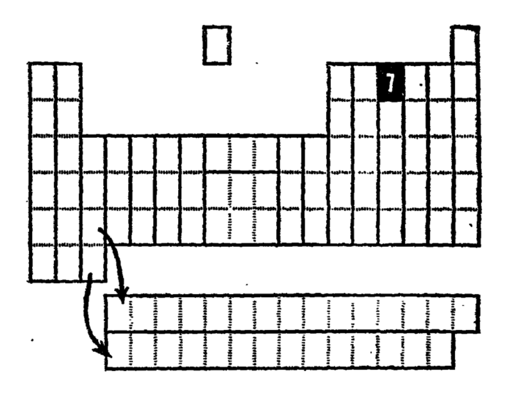
عادى ، ولذا فهو يباع فى الصيدليات معبأ فى زجاجات بنية أو زرقاء داكنة بعيداً عن الضوء ويكتب عليها « تحفظ فى مكان بارد » .

ويستعمل فوق أكسيد الإيدروجين كمطهر للجروح لقتل الميكروبات ، ويقضى على خطورة العدوى ، وتوجد فى الدم مادة تعمل على تحلل فوق أكسيد الأيدروجين بسرعة . ولعلك لاحظت تكون فقاعات تتحول إلى زبد أبيض عندما تضع فوق أكسيد الإيدروجين على الجرح ، ويرجع هذا إلى سرعة تصاعد غاز الأكسيجين الناتج من تحلل فوق أكسيد الإيدروجين .

الفصل الثالث

النيتروجين

العنصر العديم الحياة



الجزء الخانق من الهواء :

ذكرت سابقاً أن الأكسجين يكون $\frac{1}{5}$ الهواء فقط ، أما الباقى فهو النيتروجين، العنصر رقم ٧ .

عندما اكتشف الكيميائيون الأكسجين فى السبعينيات من القرن السابع عشر ، اكتشفوا أيضاً الغاز الآخر فى الهواء . وهو لا يساعد على الاحتراق ، فإذا وضعت شمعة فى إناء مقفل فإنها تستنفد $\frac{1}{5}$ الهواء ثم تنطفىء ، لأنه بعد اختفاء الأكسجين يصبح الجزء المتبقى غير قادر على إشعال الشمعة ولا على استمرار

الحياة أيضاً . فإن الفئران التى توضع فى إناء مغلق تختنق ثم تموت بعد نفاد الأكسيجين .

وقد أطلق « شيل » فى عام ١٧٧٢ على هذا الجزء من الهواء «الهواء الفاسد»، أما « لافوازييه » فقد أسماه « أزوت » ، نسبة إلى الكلمات اليونانية التى تعنى « لا حياة » ، ولا زال هذا الإسم مستخدماً فى اللغة الفرنسية وكذا الإنجليزية. ويطلق حتى الآن اسم مركبات الأزوت على بعض المركبات التى تحتوى على النيتروجين . وترجع التسمية الإنجليزية « للنيتروجين » إلى وجود النيتروجين فى جزيئات بعض المعادن المنتشرة والمعروفة باسم « نيتر » (يعرف حالياً باسم ملح البارود) ، وعلى ذلك « فالنيتروجين » يعنى العنصر المكون للنيتر .

ولاحظ أن النيتروجين غير سام ، ولا غرو فهو يكون أربعة أخماس الهواء . ونحن نتنفسه فى الشهيق والزفير باستمرار ، وهو غير ضار بالمرة فى الظروف الطبيعية . وإننا لنموت فى النيتروجين النقى فقط لأننا فى حاجة إلى الأكسيجين . وعلى ذلك فنقص الأكسيجين هو الذى يفضى إلى الموت وليس النيتروجين . (وبهذه المناسبة ينطبق نفس الشىء على الإيدروجين ، فهو خانق وليس بسام) .

ولكن هناك حالة يصبح فيها النيتروجين ضاراً . فهو يذوب بقلة فى كل من الماء والدهون (وينطبق نفس الشىء على الإيدروجين) . وبعض النيتروجين الذى يدخل أجسامنا عن طريق الرئة يذوب فى الدم والأنسجة . ولا بأس من هذا ، لأنه لا يضر ولا يعترض أى شىء آخر .

ولكن إذا كان النيتروجين مضغوطاً فإنه يذوب بكمية أكبر ، ويحدث هذا فى النواقيس الغاطسة تحت الماء عندما يقوم العمال بحفر الأنفاق تحت الأنهار ، فيزداد ضغط الهواء ليمنع تسرب الماء للداخل ، وتصبح أجسام هؤلاء الأشخاص محملة بكمية زائدة من النيتروجين . ومع أن الغاز ذائب فى الماء ، إلا أنه مع ذلك لا يضر الجسم.

ولكن لو فرض أن مثل هذا الشخص خرج من تحت الماء ، وعاد فجأة إلى الضغط الجوى الطبيعى ، فعندئذ لايتحمل دمه وأنسجته هذه الكمية الزائدة من النيتروجين فتخرج فقاقيع النيتروجين من أعضائه وأوعيته الدموية ومن كل مكان ، وتكون لها تأثيرات مؤلمة جداً وقد تكون مميتة . وتعرف هذه الحالة « بالانثناءات » .

ولهذا السبب يوضع الأشخاص الذين يعملون تحت ضغط مرتفع فى «حجرات تقليل الضغط » حتى يعودوا تدريجياً إلى الحالة الطبيعية ويتخلصوا من النيتروجين الزائد بالتدريج .

فائدة الخمول :

يتكون جزىء النيتروجين من ذرتين، وهذا يذكرنا بالأكسيجين والإيدروجين مع فارق واحد هام ، وهو شدة ارتباط ذرتى النيتروجين ببعضهما بدرجة تفوق ترابط ذرات الأكسيجين والإيدروجين فى جزيئاتها . وفى الحقيقة ترتبط ذرتا النيتروجين بشدة ببعضهما حتى إنهما نادراً ما تنفصلان لتتحدا بأنواع أخرى من الجزيئات أو الذرات .

والنتيجة هى أن جزيئات النيتروجين مترفعة أو متكبرة (إذا جاز لنا أن نصفها بهذا التعبير) ، فهى لاتتفاعل مع معظم المواد الأخرى إلا إذا كانت تحت ظروف غير عادية . والغاز لايحترق فى الأكسيجين ولا يساعد على إشعال أى شىء آخر تقريباً . وعادة مايصف الكيميائيون النيتروجين بأنه عنصر «خامل» .

ولا يخطرن ببالك أن النيتروجين عديم الفائدة نظراً لخموله ، فإننا قد نحتاج بالذات لهذا الخمول . مثال ذلك : أن المصباح الكهربائى يحتوى على سلك معدنى يسخن لدرجة التوهج إذا مر فيه تيار كهربائى . فإذا كان المصباح مملوءاً بالهواء، يتحد المعدن الساخن لدرجة التوهج مع الأكسيجين ويحترق فى الحال . على ذلك،

فقد كانت تصنع المصابيح الكهربائية فى البداية بسحب كل الهواء منها، حتى تصبح خالية من أى غاز . وتسمى هذه الحالة من الفراغ « بالتخلخل »، ولكن حالة التخلخل لم تكن مرضية — فقد كان من السهل أن تتبخر ذرات المعدن فى هذا الجو المخلخل ، مما يؤدي إلى تآكل هذا السلك المتوهج أكثر فأكثر حتى ينقطع . ولذا ملئت هذه المصابيح بالنيتروجين الذى يمكن الحصول عليه بكميات وافرة من الهواء السائل . ويعمل النيتروجين على الإقلال من تبخر السلك المعدنى ، وبما أنه خامل فلا خوف من أن يتحد مع المعدن . وهذا يعمل بدوره على إطالة عمر المصباح الكهربائى .

وتظهر بعض المشاكل عند لحام المعادن فى درجات الحرارة العالية ، وذلك لأن المعدن المرتفع الحرارة يتحد مع أكسيجين الجو . وبما أن موقد الإيدروجين المؤكسد لا يحتاج للهواء عند احتراقه (نظراً لأنه يختزن الأكسيجين كما رأينا في الفصل الثانى) لذا يمرر تيار مستمر من النيتروجين لحماية المعدن من الهواء أثناء لحامه ، وبذا يبقى المعدن نقياً غير متحد ، حتى فى درجات الحرارة العالية ، وتتم عملية اللحام على الوجه الأكمل .

دفع النيتروجين للعمل :

ومع أن غاز النيتروجين عديم النفع فى الحياة ، فهناك بعض المركبات التى تحتوى على النيتروجين ، وهى من الضروريات الأساسية للحياة . وتحتوى معظم المواد الهامة فى أجسامنا (وكل أجسام الكائنات الحية) على نيتروجين .

فمن أين يأتى هذا النيتروجين ؟ لا يمكن لنا ولا للحيوانات الأخرى والنباتات الحصول عليه من الهواء . ولا يمكن الاستفادة من النيتروجين الذى نتنفسه . والإجابة هى أننا نحصل عليه من مواد موجودة فى الأطعمة التى نتغذى عليها . وتتكون بعض الأطعمة من اللحوم التى نحصل عليها من حيوانات أخرى ، وتحتوى هذه اللحوم على النيتروجين .

فمن أين جاءت هذه الحيوانات بالنيتروجين ؟ حصلت عليه بأكلها حيوانات أخرى تغذت على النباتات . وعلى ذلك إذا تتبعنا مصدر كل النيتروجين الموجود فى أجسامنا وأجسام كل الحيوانات الأخرى لوجدنا أن مصدره هو النبات .

فمن أين يحصل النبات على النيتروجين ؟ يحصل عليه من مركبات معينة موجودة في الأرض تحتوى جزيئاتها على ذرات نيتروجين . وتسمى هذه المركبات « بالنيترات » . وملح البارود (النيتر) الذى أشرت إليه فى بداية هذا الفصل هو نيترات .

ويتحلل الحيوان أو النبات بعد أن يموت . ومعظم النيتروجين الذى فى الجسم يحفظ فى التربة على شكل يمكن أن يستفيد منه النبات . وبهذه الطريقة تبقى التربة على خصوبتها . وتحتوى فضلات الحيوانات أيضاً ، مثل روث البهائم ، على النيتروجين فى شكل يمكن أن يستفيد منه النبات . فالسباخ على ذلك مخصب للتربة . وهو ذو أهمية كبيرة فى المزارع البدائية إذ يخلط التبن مع مخلفات الإسطبلات ويخزن بعناية .

ويطلق على دورة مركبات النيتروجين المفيدة من الأرض إلى النبات ثم إلى الحيوان وثانياً إلى الأرض «دورة النيتروجين». وتتوقف هذه الدورة فى حالتين : أولاً ، عندما يتحلل جسم ميت أو تبقى فضلات الحيوانات كما هى ، فتنفصل بعض ذرات النيتروجين من المركب وتصبح جزيئات نيتروجين وتتسرب إلى الجو ولا يستفاد بها . وثانياً ، النيترات الموجودة فى التربة، وهى قابلة للذوبان فى الماء ، تذهب إلى البحر بعد ذوبانها فى مياه الأمطار .

وما لم يقابل هذا النقص إمدادات جديدة من النيتروجين لكان مصير الحياة فى هذه الأرض إلى الفناء . لابد أن بعض المركبات المحتوية على النيتروجين تدخل بطريقة أو أخرى إلى التربة . والهواء هو المكان الوحيد الذى تحصل منه هذه المركبات على النيتروجين الجديد . ولكن كيف ؟

وللاجابة على هذا السؤال نذكر مثلاً واحداً ، وهو الرعد . ففى كل مرة ينطلق فيها البرق نجد أن كل النيتروجين المجاور لهذا البرق يدفع إلى الاتحاد مع الأكسيجين .

وتكفى الطاقة الناتجة من هذا البرق للقيام بهذه العملية الصحية . وتذوب مركبات النيتروجين والأكسيجين فى مياه الأمطار مكونة مركباً يعرف باسم «حامض النتريك» . ويتكون جزىء هذا الحامض من ذرة نيتروجين وذرة إيدروجين وثلاث ذرات أكسيجين . وعندما يختلط هذا الحامض بالتربة يتحول إلى نترات .

ويعتبر حامض النتريك من أقوى الأحماض ، وإذا استعمل بإهمال فقد يؤذى الجلد والعيون ، وتعتبر كمية الحامض الموجودة فى قطرة من المطر من الصغر بحيث لايلتفت إليها . ومع ذلك تتساقط أعداد هائلة من قطرات الأمطار فى كل أنحاء الأرض كل يوم . وتقدر كمية حامض النتريك التى تترسب على الأرض كل يوم من الرعد بحوالى ٢٥٠ر٠٠٠ طن .

وقد تبدو هذه الكمية كبيرة لأول وهلة ، ولكن إذا وزعت على جميع أنحاء العالم يتضح أنها ليست كذلك ، ولاتكفى لجعل دورة النيتروجين تتم بسرعة كافية . ومن حسن الحظ أن هناك إجابة أخرى تفوقها أهمية : ألا وهى البكتريا .

تعيش بعض أنواع البكتريا فى التربة ويمكنها الاستفادة من جزيئات النيتروجين فى الجو . ولايمكن لأى كائن حى سواها أن يفعل هذا . وتعمل البكتريا على اتحاد النيتروجين مع أنواع أخرى من الذرات لتكوين بعض المركبات التى يستفيد منها النبات . وتعيش هذه البكتريا فى عقد موجودة فى جذور بعض النباتات مثل الحبوب واللوبية والبرسيم والفول السودانى . وقد قدرت كمية غاز النيتروجين التى تحولها البكتريا إلى مركبات بأربعين رطلا لكل فدان فى السنة .

وحتى الرومانيون القدامى كانوا على علم بهذه الحقيقة وهى أن الأرض تزداد خصوبتها إذا ما زرعت بمثل هذه النباتات ثم حرثت بعدئذ ، ويكون محصول الزرع فى العام التالى قوياً ووفيراً .. وبلا جدال فإن كل الكائنات

في الحرب والسلم .

من الصعب كما أشرت سابقاً ، أن يتحد النيتروجين بالعناصر الأخرى ليكون مركباً ما . ولكن هذه المركبات سهلة الانحلال إذا ماتكونت فعلاً . ونترات النشادر مثال على ذلك . ويحتوى الجزىء على ذرتين من النيتروجين وأربع ذرات من الإيدروجين وثلاث ذرات من الأكسيجين ، ويبدو فى الظروف العادية مجرد مادة بيضاء تشبه الأملاح غير الضارة .

ومع ذلك إذا سخن جزىء نترات النشادر تفككك وانطلقت منه كمية كبيرة من الطاقة وهى بدورها تكفى لتحطيم الجزيئات المجاورة ومنها إلى غيرها . وفى أقل من لمح البصر تختفى كل كمية نترات النشادر بفرقعة شديدة . وبذا تعتبر نترات النشادر من « المفرقعات » — لاحظ الفرق بين نترات النشادر والإيدروجين: ينفجر الإيدروجين باتحاده مع الأكسيجين ، فإذا أبعدت عنه الأكسيجين تمكنك التصرف فيه كما تشاء ، وبذا نجد أن نترات النشادر ليست فى حاجة إلى أى مساعدة وإنما تنفجر من تلقاء ذاتها .

وقد حدث فى ميناء تكساس بولاية تكساس سنة ١٩٤٧ أن انفجرت باخرة محملة بنترات النشادر فقضت على المدينة كلها وخربتها كما لو كانت قد رمتها أسراب من الطائرات بالقنابل .

وأهم المفرقعات الأخرى هى « النيتروسيليلوز » و « النيتروجليسرين » و « الترينيتروتولوين » . ولعلك تلاحظ كلمة « نيترو » فى كل اسم وهى تعنى أن الجزىء يحتوى على ذرات من النيتروجين . ولعلك تعرف « ثلاثى نيتروتولوين » بحروفه الأولى (ت . ن . ت .) .

وتستخدم المفرقعات وقت السلم فى تفجير العوائق وإزاحتها لشق الطرق

والمناجم . . الخ . ويزداد استغلالها بالطبع فى الحروب ، فتهتم الدول أثناء الحرب بضمان تخزين كميات كبيرة من المفرقعات .

والنترات كمصدر للنيتروجين من أهم المواد الخام اللازمة لصناعة المفرقعات . وقبل الحرب العالمية الأولى كانت صحراء جرداء فى شمال شيلى هى المصدر الرئيسى للنترات ، فقد تراكمت فيها النترات نتيجة لجفاف بعض البحيرات التى وجدت قبل التاريخ ، ولم تكن الأمطار كافية لغسل تلك الأملاح .

وسيطرت بريطانيا بعد الحرب العالمية الأولى على البحار مما جعل من العسير على ألمانيا تسيير البواخر المحملة بالنترات من شيلى وفك الحصار القائم عليها . وبدأت ذخيرة الألمان تنفد كلما تقدمت الحرب ، وطاش صوابهم ، بينما النيتروجين يملأ الجو وهو فى متناول يد الجميع ومع ذلك لا فائدة فيه .

وقد اكتشف الكيميائى الألمانى « فريتز هابر » مخرجاً جديداً حيث وجد أن النيتروجين يمكن أن يتحد مع الإيدروجين إذا خلطه بطريقة صحيحة وسخنا لدرجة حرارة عالية تحت ضغط مرتفع ، مع إضافة بعض الفلزات إلى المخلوط . ووجد أنه قد تكونت جزيئات تحتوى على ذرة نيتروجين وثلاث ذرات إيدروجين تحت هذه الظروف المعينة . ويسمى هذا المركب من الإيدروجين والنيتروجين «بالأمونيا » أو النشادر .

وحلت المشكلة بالحصول على الأمونيا . فمن السهل تحويل الأمونيا إلى نترات ثم إلى مفرقعات . وبذا حصلت ألمانيا على كل حاجتها من المفرقعات ، واستمرت تحارب سنتين ، وكادت تكسب الحرب العالمية الأولى . ولولا طريقة « هابر » لاستسلمت ألمانيا سنة ١٩١٦ .

ويمكن الاستفادة بطريقة هابر فى الأغراض السلمية . وتنتج الولايات المتحدة وحدها ٣٠٠ر٠٠٠ طن من الأمونيا فى السنة بهذه الطريقة من النيتروجين من الهواء

الجوى والإيدروجين من الماء . ويمكن تحويل هذه الأمونيا إلى مفرقعات وإلى السماد . ويستعمل المزارعون الآن سماداً كيمائياً نظيفاً بدلاً من اعتمادهم على فضلات الحيوانات .

غاز ذو رائحة:

والأمونيا السابق ذكرها هى إحدى المواد الكيمائية اللازمة فى المنازل . وهى غاز خفيف فى درجة الحرارة العادية (يبلغ نصف ثقل الهواء) . ونراه دائماً ذائباً فى الماء مكوناً ما يسمى « ماء الأمونيا » ، وأحياناً يسمى « روح النشادر » ، ويستخدم لتنظيف الأسطح الزجاجية فى المنازل .

والأمونيا لها رائحة على عكس النيتروجين والإيدروجين والأكسيجين . وهى رائحة نفاذة حادة مزعجة وغير سارة . وماء الأمونيا العادى المستخدم فى المنازل ضعيف بدرجة لا تؤذى . أما المحاليل القوية المستخدمة فى المعامل الكيميائية فيجب تناولها بحذر وبتهوية كافية .

وذوبان الأمونيا فى الماء غير عادى ، فلا يوجد أى غاز يذوب فى الماء بمثل سهولة الأمونيا . وتذكر أننى قلت لك فى الفصل الأول إن الأكسيجين قليل الذوبان فى الماء وإن الأسماك تعيش على الجزء المذاب . وفى الواقع يذيب لتر من الماء البارد ٣ بوصات مكعبة من الأكسيجين ، وبوصة ونصف بوصة مكعبة من كل من النيتروجين والإيدروجين . وتفس هذا الحجم من الماء يذيب ٦٠٠٠٠ بوصة مكعبة من الأمونيا . وسنتعرض فيما بعد لبعض الغازات الأخرى التى تذوب فى الماء ولكن ليس لأى منها هذه المقدرة الفائقة فى الذوبان .

وتسهل إسالة النشادر ، على عكس النيتروجين والأكسيجين والإيدروجين . وهو يتحول إلى سائل عند درجة ٢٨° فهرنهيت تحت الصفر . بل ويمكن إسالته فى درجة حرارة الغرفة العادية .

والغازات التي تسهل إسالتها ذات فوائد كبيرة. فعندما يتبخر السائل يمتص الحرارة اللازمة له من الجو المحيط به. وهو يفعل هذا ليمد جزيئاته بالطاقة اللازمة لانطلاقها بعيداً عن السائل (فإذا وضعت نقطة من الماء أو من الكحول فى كفك وتحتها ببطء ، تلاحظ انخفاض درجة حرارة الجلد تحت السائل الذى يتبخر).

وإذا تحول غاز الأمونيا تحت ضغط إلى سائل ، ثم خفف الضغط ليتبخر بسرعة ويتحول إلى غاز مرة ثانية، فإنه يمتص الحرارة من الهواء والأجسام المحيطة به. وإذا تكررت هذه العملية عدة مرات فإنه يستمر فى امتصاص الحرارة. وقد بنيت الثلاجات الكهربائية على هذا الأساس ، وكذا تبقى آلات التجميد باردة. وتعتبر الأمونيا «مبرداً» ولكنها ليست أسلم أنواع المبردات ، لأنه إذا وجد ثقب فى الأنابيب تسرب الغاز وأصبح غير مقبول بل وأحياناً خطيراً. ونظراً لأنه رخيص فهو يستخدم دائماً فى الثلاجات الكبيرة الصناعية.

ويشبه سائل الأمونيا الماء إلى درجة كبيرة من الناحية الكيميائية. ويتنبأ بعض الأشخاص بوجود محيطات من الأمونيوم السائل فى الكواكب التى تنخفض درجة حرارتها عن الأرض ، وقد يوجد نظام كيميائى متكامل (وربما بعض أشكال الحياة) يقوم على أساس الأمونيوم كما يقوم فى الأرض على أساس الماء.

الغاز المضحك :

يتحد النيتروجين بالأكسيجين (بشىء من الصعوبة) بطرق مختلفة. وأهم المركبات الناتجة غاز يسمى «أكسيد النيتروز» ويحتوى الجزىء منه على ذرتين من النيتروجين وذرة أكسيجين.

ويتفكك أكسيد النيتروز بسهولة إلى نيتروجين وأكسيجين. ويكون الأكسيجين ⅓ المخلوط الناتج . وبهذه النسبة يكون أعلى من نسبته فى الهواء المحيط بنا ، حتى إننا لو أدخلنا شظية متقدة فى أنبوبة اختبار بها أكسيد النيتروز

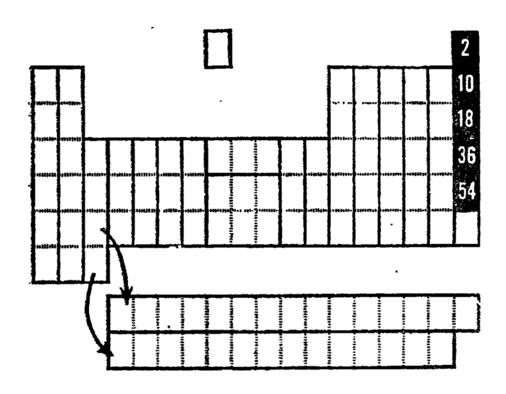
فإنها ستشتعل بلهب . فحرارة الطرف المتقد تفكك أكسيد النيتروز ويأتى الأكسيجين الناتج على بقية الشظية .

وأكسيد النيتروز «مخدر» ، إذا استنشقه الإنسان (مخلوطاً مع الأكسيجين) ، فقد أى شعور بالألم . وقد بدأ استخدامه فى التخدير فى الأربعينيات من القرن التاسع عشر عندما جربه أحد أطباء الأسنان على نفسه . ولا زال يستعمله الجراحون وأطباء الأسنان حتى الآن . وأحياناً تكفى كميات قليلة من أكسيد النيتروز لإحداث تأثيرات غريبة على الناس تجعلهم يتصرفون بشكل هستيرى . فقد يقاتلون أو يصرخون أو يضحكون . ولهذا يطلق غالباً على أكسيد النيتروز اسم « الغاز المضحك »، وإن كان فى الواقع لايثير الضحك، لأنه قد يقتل أيضاً .

فالمخدرات عموماً هى مواد تحتاج لعناية خاصة عند استعمالها . ويقوم أخصائى التخدير أثناء العمليات الجراحية بمراقبة تأثيرها ويعرف بخبرته الطويلة وتمرينه الدقيق ما يجب عليه عمله .

الفصل الرابع

الهيليوم
العنصر ذو الاكتفاء الذاتى



الاكتشاف فى ضوء الشمس :

إن ضوء الشمس الأبيض ما هو فى الحقيقة إلا خليط من كل الألوان الممكنة . وإذا مر الضوء خلال مثلث زجاجي يسمى « المنشور » ، فإنه يخرج منه على شكل قوس قزح ، يعرف باسم « الطيف » .

وعند تسخين العناصر إلى درجة حرارة مرتفعة ، يتحلل الضوء الناتج بمروره فى منشور زجاجى إلى خطوط مضيئة مختلفة الألوان . ولكل عنصر خطوطه

المميزة له . فإذا تعرفت على ترتيب هذه الخطوط فى الطيف أمكنك الاستدلال على العنصر الذى يعطى هذه المجموعة بالذات من الخطوط . وقد تمكن الفلكيون بهذه الطريقة من معرفة أنواع العناصر الموجودة فى الشمس والكواكب الأخرى .

وقد لاحظ كل من عالمى الفلك « بيير جانسن » الفرنسى ، و « سير جوزيف نورمان لوكير » الإنجليزى، أثناء خسوف الشمس سنة ١٨٦٨ وجود خطوط غريبة فى الطيف لا تنتمى إلى أى عنصر معروف. واستنتج «لوكير» أنها لابد أن تكون قد نتجت عن عنصر جديد أسماه « هيليوم » نسبة إلى كلمة « شمس » باليونانية .

وفى سنة ١٨٩٩ وبينما كان سير « وليام رامزى » ، الكيميائى البريطانى، يفحص أحد الغازات المتصاعدة من نوع من خام اليورانيوم ، اختبر نوع الضوء الناتج عند تسخينه . وقد أخذته الدهشة عندما اكتشف أن الضوء الناتج بمروره فى منشور زجاجى قد تحلل إلى نفس الخطوط التى اكتشفها لوكير في ضوء الشمس . وهكذا أمكن اكتشاف عنصر في الشمس قبل اكتشافه على الأرض بثلاثين عاماً .

والهيليوم هو العنصر رقم ٢ ويعتبر فى بساطة تركيبه الثانى بعد الإيدروجين . وهذا يفسر أنه ثانى العناصر انتشاراً فى العالم . وكما رأينا أن الإيدروجين يكون ٦٠ ٪ من مجموع الذرات فى العالم ، يكون الهيليوم أكثر من ٩ ٪ بينما مجموع كل الذرات الأخرى يقل عن ١ ٪ .

ويندر «جداً» وجود الهيليوم فى الأرض لنفس السبب الذى يجعل الإيدروجين نادراً « تقريباً » ، وهو غاز خفيف وذراته سريعة الحركة بحيث لا يتأثر بالجاذبية الأرضية . ويكثر الهيليوم فى الهواء المحيط بالكواكب الكبيرة البعيدة .

والهيليوم أندر وجوداً على الأرض من الإيدروجين . ويرجع ذلك أولا إلى قلة المادة التى يمكن أن نبدأ بها ، وثانياً لأن ذرة الهيليوم عندها اكتفاء ذاتى ،

ولا تقبل للاتحاد بذرات أخرى . فحتى ذرات الهيليوم لا تتحد بعضها ببعض . لذا نجد أن غاز الهيليوم يحتوى على ذرات منفردة تتحرك فى عزلة تامة ، وعلى ذلك فالجزىء «أحادى الذرة» ، بعكس غاز الأكسيجين والإيدروجين والنيتروجين حيث توجد ذرتان فى الجزىء الواحد ، يسمى « ثنائى الذرة » ، والأوزون « ثلاثى الذرة » .

وبينما تبقى بعض غاز الإيدروجين على الأرض بسبب اتحاده ببعض الذرات الثقيلة مكوناً مركبات ، فإن الهيليوم لم يكون أى مركب بالمرة ، وعلى ذلك لم يتبق منه شىء .

غاز الأمان :

أنظر إلى الجدول الدورى (شكل ١) تجد العنصر رقم ٢ (الهيليوم) فى مجموعة تتضمن العناصر رقم ١٠ و ١٨ و ٣٦ و ٥٤ و ٨٦ وهى تتشابه جميعاً فى بعض النواحى . وأهم تشابه بينها ، هي أنها جميعاً غازات ، وأن ذراتها لا تتحد بأى ذرات أخرى ولكنها أحادية الذرة . ولذا يطلق عليها جميعاً « الغازات الخاملة » . ويعتقد البعض أن هناك بعض الأرستقراطيين فى هذه العزلة ، لذا تسمى هذه المجموعة أحياناً « الغازات النبيلة » .

وهذا الخمول يجعل تلك الغازات ذات فائدة فى بعض النواحي أكثر من النيتروجين . وقد رأينا أن بعض المعادن يتم لحامها تحت تيار من النيتروجين . ولكن بعض المعادن تصبح نشيطة بالتسخين الشديد لدرجة أنها تتحد بالنيتروجين، ولذا يستبدل بالنيتروجين غاز الهيليوم أثناء اللحام لأنه لايتحد بأى شىء .

وكذا ، فنظراً لأن الغاز خفيف فهو بديل للإيدروجين فى ملء المناطيد والبالونات . ومع أن وزن ذرة الهيليوم ضعف وزن ذرة الإيدروجين إلا أنها $\frac{1}{7}$ وزن الهواء . وتبلغ قوة رفع الهيليوم ٩٣ ٪ من قوة رفع الإيدروجين ، وهى

كافية . وزيادة على ذلك فللهيليوم أفضلية على الإيدروجين من ناحيتين : أولاً ، نظراً لأنه لايشتعل فى أى ظرف، فلا خوف من الاحتراق أو الانفجار . وثانياً ، بما أن ذراته أثقل من جزيئات الإيدروجين فلا خوف من تسربه من حقيبة الغاز بنفس سرعة الإيدروجين .

من أين نأتى بالهيليوم لملء المناطيد ؟ حقيقة يوجد هيليوم فى الهواء ولكن بنسبة ذرة فى كل مليون ذرة . ولكن جمع هذه النسبة الضئيلة من الهواء (وهو خليط من النيتروجين والأكسيجين) بكمية تكفى لملء حقائب المنطاد الضخم ، ستكلفنا الكثير . كما أننا نحصل على الهيليوم من آبار الغازات والزيوت فى جنوب الولايات المتحدة . وتنتج هذه الآبار خليطاً من الغازات القابلة للاشتعال يسمى « الغاز الطبيعى » ، ومنها يمرر فى أنابيب لاستعمالها فى الطهو فى المنازل . وبعضها ينتج الهيليوم أيضاً . وقد تبلغ نسبة الهيليوم ١ أو ٢ ٪ من مجموع الإنتاج، ولكن طريقة فصله عن الغاز الطبيعى سهلة للغاية . وكانت الولايات المتحدة الدولة الوحيدة التى تمتلك كميات وافرة من الهيليوم تستعملها فى ملء المناطيد وما يفيض عن حاجتها تبيعه للدول الأخرى ، وقد امتنعت الولايات المتحدة عن بيعه لألمانيا سنه ١٩٣٠ لأسباب سياسية، وملىء المنطاد « هندنبرج » بالإيدروجين ، وفشلت المناطيد — حتى بعد ملئها بالهيليوم — لأنها تتعرض للتحطيم إذا ما حاصرتها العواصف .

والهيليوم أقل ذوباناً من كل الغازات المعروفة . ويبلغ أقل من نصف ذوبان النيتروجين . لذا يزود الغطاسون فى أعماق البحار بنوع معين من الهواء ، يتكون من ٢٠ ٪ أكسيجين، مثل الهواء العادى ، و ٨٠ ٪ هيليوم بدلاً من النيتروجين . وكل الغازات الخاملة خانقة وليست سامة ، والهيليوم أقل ضرراً من النيتروجين لأنه أقل ذوباناً فى الدم والأنسجة ، ويمكن رفع الغطاس بسرعة إلى سطح الماء بدون خطر يذكر .

ومخلوط الهيليوم والأكسيجين أخف من النيتروجين والأكسيجين، لذا يسهل إدخاله وإخراجه من الرئة، ويعطى أحياناً للمرضى المصابين بالربو أو الذين يجدون صعوبة فى التنفس أثناء تخديرهم .

ونظراً لخفته يستخدم فى الأنفاق الهوائية. ومع أنه مرتفع التكاليف إلا أنه يمكن سحبه بسرعة كبيرة أسهل من الهواء العادى . (فالهواء أثقل بكثير من الهيليوم) ويمكن اختبار احتمال الطائرات بغاز الهيليوم السريع الحركة .

فإذا اشتريت بالوناً طائراً فى الأعياد والاحتفالات فى أمريكا فاعلم أن الهيليوم بين يديك لأنه هو الغاز الذى ملئت به البالونات .

أكثر درجات الحرارة انخفاضاً :

هناك مقاييس حرارة عديدة . ولكن أكثرها انتشاراً فى الولايات المتحدة هو المقياس الفهرنهيتى . فيذوب الثلج عند درجة ٣٢، ويغلى الماء عند درجة ٢١٢، ودرجة حرارة الحجرة ٧٥، وتتراوح درجة حرارة الجسم بين ٩٨ و ٩٩ درجة .

أما فى الدول خارج الولايات المتحدة مثل بريطانيا العظمى وأجزاء من الكومنولث البريطانى فيستخدم مقياس السنتجراد. فيذوب الثلج عند درجة الصفر، ويغلى الماء عند درجة ١٠٠ ، (وهذا النظام ملائم تماماً)، وتصبح درجة حرارة الحجرة ٢٥ درجة ، ودرجة حرارة الجسم ٣٧ درجة تقريباً. وعلى ذلك فكل درجة سنتيجراد من المقياس المئوى تعادل ١٫٨ من المقياس فهرنهيت . ويستعمل كل العلماء فى العالم بما فى ذلك الولايات المتحدة وبريطانيا العظمى المقياس المئوى فقط.

ولا شك أنك تذكر أن الجزيئات فى حالة حركة دائمة على شكل اهتزازات. وكلما زادت درجة الحرارة زادت سرعة حركتها . وكلما قلت درجة حرارتها ، قلت

حركة اهتزازها . فهل هناك درجة حرارة منخفضة جداً بحيث تقف عندها حركة الجزيئات ؟

نعم تسمى درجة الحرارة التى تتوقف حركة الجزيئات عندها «بالصفر المطلق»، وهو أقصى درجة منخفضة تصل إليها درجة الحرارة . والصفر المطلق يقل عن الصفر المئوى بـ ٢٧٣ درجة، ودرجة الحرارة هذه هى الصفر على التدريج المطلق. ويتساوى حجم الواحدة على كل من التدريجين المئوى والمطلق. فعلى التدريج المطلق يذوب الثلج عند درجة ٣٢ ، ويغلى الماء عند درجة ٣٧٣ ، ودرجة حرارة الجو ٢٩٨ درجة ، وحرارة الجسم ٣١٠ درجة مطلقة .

ولكن ذرات الهيليوم تختلف عن غيرها فى أنها لا تتحد مع ذرات من نفس النوع لتكوين سائل إلا إذا كانت درجة الحرارة منخفضة جداً بحيث تكاد الذرات لا تتحرك عندها . ولذلك فمن الصعب جداً إسالة الهيليوم .

وإذا اعتبرنا أن الصفر على التدريج المطلق حد أقل الدرجات الحرارية الممكنة، فنجد أن الأكسيجين يسيل عند درجة ٩٠ ، ويجب زيادة تبريد النيتروجين حتى يسيل عند درجة ٧٨ . والإيدروجين أصعب بكثير ، فيجب تخفيض درجة الحرارة إلى ٢٠ ، ولكن لن يسيل الهيليوم إلا إذا وصل إلى انخفاض يصل إلى ٤ درجات. وعندما تصل درجة الحرارة إلى درجة واحدة فقط يتحول الهيليوم إلى صلب تحت ضغط مرتفع .

وتحدث أشياء غريبة عند درجة الحرارة المنخفضة التى يسيل عندها الهيليوم، فتفقد بعض المواد ، مثل الزئبق والرصاص ، كل مقاومتها للتيار الكهربائى ويمكنها أن تنقل التيار الكهربائى إلى الأبد وتسمى هذه الحالة « فوق التوصيل ». وتفقد المواد « الفوق — موصلة » ، مع ذلك، هذه الصفة إذا مر بها الكثير من الكهرباء.

وتصنع بعض المحولات الكهربائية من أسلاك رفيعة مثل الشعر بحيث يمر بها تيار ضعيف وينقطع فى درجة حرارة الهيليوم السائل أثناء اكتسابها وفقدها لخاصية فوق التوصيل . وهى تسمى كريترونات . وقد تستفيد الآلات الحاسبة فى المستقبل بهذه المحولات الصغيرة . عندئذ تصبح هذه الآلات والتى فى حجم الحجرات الكبيرة من الصغر بحيث توضع على مكتب وبالطبع لا بد أن تغمر فى سائل الهيليوم حتى تعمل.

ويكتسب الهيليوم نفسه هذه الخاصية الغير عادية تحت درجة ٢ر٢. وقد أطلق عليه اسم خاص هو هيليوم ٢ . ويوصل هيليوم ٢ الحرارة بسرعة أكبر من أى مادة أخرى . بل ويمكنه أن ينفذ من الثقوب الصغيرة جداً التى لا يمكن أن ينفذ منها الهواء . وهو يغلف الزجاج ويطفو إلى أعلى على جوانب الكاس ثم يعبر الحافة ويسيل على الجوانب. وتسمى مثل هذه الظاهرة « فوق السيولة » ويبدى الكيميائيون اهتماماً خاصاً بهذه الظاهرة الغريبة ، وهم يبحثون عن نظريات جديدة لتفسيرها . أما سائل الهيليوم فوق درجة ٢ر٢ فهو لا يظهر أياً من هذه الصفات ويسمى هيليوم .

الغاز الخامل الأول :

اكتشف « لورد رالى » الغاز الخامل الأول سنة ١٨٩٤ . (اكتشفه سير وليم رامزى بعد ذلك بأربع سنوات على الأرض) .

وكانت أول إشارة لوجوده فى سنة ١٧٨٥ عندما أجبر العالم البريطانى « هنرى كافندش » كميات كبيرة من النيتروجين على الاتحاد بالأكسيجين بواسطة إمرار شرارة كهربائية فى هذا المخلوط . وقد وجد أن كمية الغاز لم تتحد مهما فعل .

وقد وجد رالى ـ بعد ذلك بمائة عام ـ أن النيتروجين المحضر من الهواء أثقل

قليلاً من النيتروجين المحضر من المواد الكيميائية. وجزم بأن الهواء لابد أن يحتوى على عنصر غير معروف أثقل من النيتروجين. وقام هو ورامزى بتقطير الهواء السائل تقطيراً جزئياً بدقة ووجدا العنصر الجديد: وكان هو العنصر رقم ١٨. ونظراً لأن ذراته رفضت الاتحاد بذرات أخرى فقد أسماه « أرجون »: مشتقاً من كلمة يونانية تعنى « الكسول ».

والأرجون هو أكثر الغازات الخاملة انتشاراً، ويكون ١٪ من الهواء تقريباً. ويستخدم الآن فى المصابيح الكهربائية بدلاً من النيتروجين، فهو أخمل منه وأقل تأثيراً على الأسلاك الساخنة البيضاء. ويستخدم كذلك فى عمليات اللحام بدلاً من النيتروجين لنفس السبب.

أضواء برودواى :

اكتشف « رامزى » ثلاثة غازات خاملة أخرى فى الهواء السائل فى التسعينيات من القرن التاسع عشر. وسمى العنصر رقم ١٠ « نيون »: مشتقاً من كلمة يونانية تعنى « جديد »، كما اقترحه ابنه البالغ من العمر ١٢ عاماً. وسمى العنصر رقم ٣٦ « كريبتون »: مشتقاً من كلمة يونانية تعنى « مختبىء ». وسمى العنصر رقم ٥٤ « زينون »: مشتقاً من كلمة يونانية تعنى « غريب ».

وكلما زاد تعقيد ذرات الغاز الخامل كان من الممكن إسالته. فيغلى النيون فى درجة ٢٧ المطلقة ـ أعلى قليلاً من الإيدروجين، ويغلى الأرجون عند درجة ٨٧ ـ أقل قليلاً من الأكسيجين، ويغلى الكريبتون عند درجة ١٢٠، ويغلى الزينون عند درجة ١٦٦. (ولن أناقش الآن العنصر رقم ٨٦، فهو أكثر الغازات الخاملة تعقيداً، وسأتناوله بتوسع فى نهاية الكتاب).

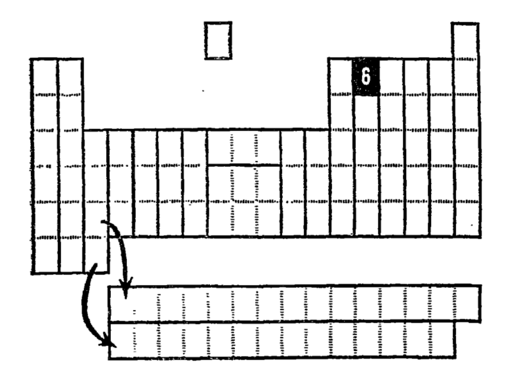
والغازات الخاملة كلها نادرة باستثناء الأرجون: إذ يحتوى مليون قدم مكعب من الهواء على ٩٣٤٠ قدماً مكعباً من الأرجون و ١٨ قدماً مكعباً فقط من النيون

و½ ٥ قدماً مكعباً من الهيليوم ، وقدم مكعب من الكريبتون ، ومجرد ١٢ بوصة مكعبة من الزينون . وإننا لنحصل على كميات كافية من هذه الغازات من الهواء السائل لاستخدامها فى غرض طريف . وذلك عند وضعها فى أنابيب طويلة يمكن تشكيلها فى أشكال مختلفة أو كلمات ، وبإمرار تيار كهربائى خلالها تنتج ألواناً زاهية فيعطى النيون لوناً أحمر برتقالياً زاهياً . وقد خلع اسمه على « أضواء النيون » التى تعلو مدينة برودواى وشوارع المدن الأخرى . ويعطى الكريبتون لوناً أخضر ، والزينون لوناً أزرق أو أخضر ، وقد تضاف غازات أخرى لإحداث تأثيرات لونية أخرى.

والزينون غاز ثقيل بشكل خاص ، وتوقف ذراته المعقدة أشعة إكس تماماً . وإذا أخذ بعض الأشخاص نفساً عميقاً من الزينون قبل أن يتعرض لعمل أشعة (X) على صدره فإنها ستعطى تفاصيل مفيدة عن الرئتين . والزينون يرفع درجة حرارة السلك الرفيع فى المصابيح الضوئية وبذا يزيد من توهجها .

الباب الخامس

الكربون
عنصر الحياة



الصخرة التي تحترق :

توجد العناصر التي سبق شرحها في هذا الكتاب إما كذرة منفردة أو جزيء مكون من ذرتين ، وهذه العناصر يصعب إسالتها نظراً لأن ذراتها وجزيئاتها لا تنجذب لبعضها بسهولة ، وتستمر كغاز في درجة الحرارة العادية .

ولكن ذرة عنصر « الكربون » رقم ٦ ترتبط بشدة ببعضها ـ فكل أربع ذرات مترابطة ببعضها من ناحية ومرتبطة بمجموعات أخرى من أربعة من ناحية

أخرى . وهكذا ترتبط كل الذرات فى كتلة واحدة . وبدلاً من أن نجد صعوبة فى جمعها نجد صعوبة فى فصلها عن بعضها . وهذا يعنى أن الكربون جسم صلب فى درجة الحرارة العادية ، ويبقى صلباً حتى إذا سخن لدرجة الاحمرار ، ويمكن إسالته فقط عند درجة ٣٥٠٠ مئوية . وهو بهذا له أعلى درجة انصهار بالنسبة لكل العناصر .

وإذا رأيت « الفحم » فقد رأيت الكربون — فقد اشتق اسم «الكربون» من الكلمة اللاتينية التى تعنى الفحم.

والفحم أسود اللون وصلب وله لمعان ويحترق . وقد عرف من قديم الأزل ، وغالباً ما كان الإنسان يندهش عند ما يرى صخرة سوداء تحترق . وليس من السهل الإبقاء على قطعة فحم مشتعلة ، فهى تحتاج لمهارة . لذا استمر الإنسان يستعمل الخشب فى إيقاد النار إذ أنه يسهل الحصول عليه ، ولم يكن إشعاله مشكلة بالمرة . ولم ينتشر استعمال الفحم إلا فى المائتى عام الماضية ، واستخدم فى تدفئة المنازل ، وإمداد المصانع بالطاقة ، وفى صناعة الصلب ،وفى توليد الكهرباء. الخ .

ووصلت أهمية الفحم إلى قمتها سنة ١٩٠٠ . ومنذ ذلك الوقت ابتدأت أهمية البترول تزداد فى نواح عدة . وســـوف تلعب الطاقة الذرية دوراً متزايداً فى المستقبل . وحتى يومنا هذا فإن أى إضراب للعمال فى مناجم الفحم له خطورته ، فيترتب على نقص الفحم توقف مصانع الصلب والسكك الحديدية والمصانع .

والذرات المكونة للفحم كانت أصلاً جزءاً من أجسام صلبة . وتحتوى كل الكائنات الحية على الكربون ، وهو يكون ١٠ ٪ من ذرات جسم الإنسان .

ويتكون جسم الإنسان والنبات أساساً (٩٩ ٪ منه) من أربعة أنواع من الذرات : الكربون ، والإيدروجين ، والأكسيجين ، والنيتروجين . وعندما تموت النباتات التى تنمو فى المستنقعات فإنها تتحلل ببطء تحت الماء الذى وقعت

فيه . وتتفكك الجزيئات المعقدة المكونة من كربون وإيدروجين وأكسيجين ونيتروجين إلى جزيئات أبسط ، قد تكون على شكل غاز مثل النيتروجين أو الأمونيا ، أو سوائل مثل الماء تنفصل من النبات المتحلل ، وبذا تتشرب ذرات الإيدروجين والأكسيجين والنيتروجين . وتنفصل كذلك بعض ذرات الكربون على شكل جزيئات بسيطة ولكن وتبقى غالبية الكربون مكانها .

هكذا يتضح أن المواد النباتية المتحللة تتكون من كربون . ولنبدأ « بالخشب » الجاف الذى يكون الكربون ٥٠ ٪ من وزنه . ويتحول في المرحلة الأولى من التحلل إلى مادة يكون الكربون ٦٠ ٪ منها ، ثم يترك ليتحلل ببطء بعد تغطيته بالطمى والتراب . وعندئذ يتكون « ليجنيت » ، وهو يتكون من ٦٧ ٪ كربون (ويطلق على أحد أنواع الليجنيت الصلبة السوداء القابلة للصقل لدرجة اللمعان « الكهرمان الأسود » ، ويستخدم فى الزينة.ولا يستعمل كثيراً الآن . ولكننا ما زلنا نصف الأشياء الحالكة السواد بأنها سوداء مثل « الكهرمان الأسود ») . وإذا غمر بالمزيد من الطمى ، عجل ضغط التراب عملية التحلل . ويتكون فحم بتيوميني يبلغ الكربون فيه ٨٨٪ . وتنتهى العملية بتكوين فحم الأنثراسيت ، ويبلغ الكربون ٩٥ ٪ منه .

وتحترق الأخشاب بسهولة لأن جزيئاتها تتفكك بالتسخين إلى جزيئات أبسط ، وهى التى تتصاعد على شكل غازات مشتعلة . وهذه الغازات سهلة الاشتعال . ولهب الخشب لونه أصفر ومدخن . ولما كان الفحم يتكون تحت الأرض ، فإن الغازات المتصاعدة تقل باستمرار . ومن الصعب إشعال الفحم ولكن ما أن يشتعل حتى ينتج لهباً أفضل ذا حرارة أكثر ارتفاعاً من نيران الخشب . وينتج رطل الفحم ضعف الحرارة التى ينتجها رطل الخشب .

ولهب فحم الأنثراسيت غير مدخن تقريباً . والفحم البتيو ميني يحتوى على

ذرات أخرى غير الكربون ، لذا فلهبه مدخن نوعاً . وإذا استعملنا جميعاً الفحم البتيوميني فى أفراننا ، يصبح لهبه غير مريح وخطير على الصحة . لذا يفضل الناس استعمال فحم الأنثراسيت فى منازلهم .

ويوجد الفحم البتيوميني بوفرة أكثر من الأنثراسيت . والمصانع وأفران الصلب التى تحتاج لكميات كبيرة من الفحم تستعمل الفحم البتيوميني . فلا غرو أن نجد مدينة مثل بتسبرج ، من أشهر المدن فى صناعة الصلب ، يحيلها الدخان إلى ليل دائم . وتكون جزيئات الفحم الغير محترق فى الهواء — والناتجة من حرق الفحم — سناجاً أسود يزيد من قذارة المدن بشكل أكثر مما كان عليه الحال عند استعمال الخشب للوقود . ويترسب كل عام على مدننا حوالى ٤٠٠ إلى ٥٠٠ طن من السناج على كل ميل مربع .

ويحتاج تكوين الفحم إلى الكثير من حياة النبات . وقد وجد أن طبقة الفحم التى سمكها قدم واحد تحت الأرض تحتاج إلى عشرين قدماً من النبات المتحلل . فإذا تذكرت أن هناك ملايين الملايين من أطنان الفحم تحت الأرض ، فتصور عندئذ الأعداد اللانهائية من الغابات التى لا بد أنها ماتت وتحللت لتكون هذه الكمية من الفحم ، ومئات الملايين من السنين التى احتاجتها لإحداث هذا التغير .

ولا يستخدم حرق الكربون من أجل الحصول على الحرارة فحسب . فإذا مر تيار كهربائى بين قضيبين متقاربين من الكربون ظهرت شرارة فى الفجوة التى بينهما ، لأنه ينتج عندئذ احتراق بطىء للكربون يصاحبه ضوء أبيض قوى . وتستخدم « مصابيح القوس » هذه فى أجهزة السينما والفانوس السحرى لإعطاء ضوء ساطع بحيث تظهر الصورة بوضوح على الشاشة الكبيرة .

الصناعة المحلية للفحم :

قبل انتشار استخدام الفحم ، وعندما كانت النباتات تمتد على مساحات شاسعة فى أوربا ، كان الناس يقومون بعمل الفحم بأنفسهم وخصوصاً أن الخشب

كان أرخص مما هو الآن . ويتم ذلك بدفن كميات كبيرة من الخشب فى حفرة وتغطيتها بالتراب ثم إشعالها . ولو اشتعل هذا الخشب فى الهواء الطلق ، فإنه يحترق ولا يترك سوى رماد . أما تحت التراب ، فيتبقى جزء كبير من الفحم الغير محروق نتيجة لقلة الأكسيجين . ونجد بعد إزاحة التراب أن الجزء الأكبر من المادة السوداء المتبقية هو فحم نقى . ويسمى مثل هذا الفحم « بالفحم النباتى » ، ويشبه الفحم فى أنه يحترق ببطء وفى أن له درجة حرارة عالية وأنظف من الخشب العادى .

ولكن هذه الطريقة غير اقتصادية ، فيراعى الآن عند صناعة الفحم النباتى تسخين الخشب بمعزل من الهواء ، للاستفادة من السوائل والغازات الناتجة .

ويتميز مسحوق الفحم النباتى بمقدرته على « امتصاص» أنواع مختلفة من الجزيئات . وهذا يعنى أن بعض أنواع الجزيئات تلتصق بشدة بسطح الفحم النباتى وعادة يزداد التصاقها كلما كبر حجمها . ويسمى أحياناً مسحوق الفحم النباتى « الفحم النباتى المنشط » .

ويستخدم الفحم النباتى المنشط فى إزالة الألوان . وفى عملية تكرير السكر مثلاً ، لا تزال الشوائب البنية اللون إلا فى المرحلة الأخيرة فقط . (ويمكنك شراء درجات مختلفة من السكر الأحمر الذى يترك فيه عن عمد بعض الشوائب لإكسابه نكهة خاصة) .

وجزيئات الشوائب البنية أكبر من جزيئات السكر . فعند إضافة الفحم النباتى المنشط إلى العصير المحتوى على السكر ، تلتصق الشوائب بسطوح أجزاء الفحم الميكرسكوبية فى حين لا يلتصق السكر بها ويبقى أبيض نقياً بعد إزالة الفحم النباتى ، وبعد تبخير العصير . وهكذا نحصل على مادة بيضاء فى النهاية بعد إضافة المسحوق الأسود إلى العصير البنى .

ويستخدم الفحم النباتى المنشط فى الأقنعة الواقية . فيسحب الهواء خلال

المرشح المحتوى على الفحم النباتى قبل أن يصل إلى الأنف والرئة . فيمر الأكسيجين والنيتروجين بسهولة. أما الغازات السامة ذات الجزيئات الكبيرة نوعاً فتتخلف ملتصقة بجزيئات الكربون النباتى الصغيرة .

ويسمى مسحوق الكربون « بالسناج » . ونظراً لشدة سواده يستخدم فى صناعة الحبر الصينى ، وحبر الطباعة ، وورق الكربون . كذا يضاف للمطاط لتقويته . وهذا يفسر لون عجلات السيارة الأسود .

أضداد ولكنها توأم :

تنتظم ذرات الكربون فى الفحم النباتى كما يحلو لها تبعاً لوجودها فى الخشب الأصلى . وتسمى الأجسام الصلبة التى توجد الذرات فيها بشكل غير منتظم « غير متبلورة » ـ أما الأجسام التى تنتظم فيها الذرات فى خطوط منظمة وعواميد فتسمى « متبلرة » .

ويعتبر « الجرافيت » نوعاً متبلراً من الكربون . وتوجد رواسب الجرافيت فى الأرض . وكذا يمكن عمل الجرافيت من الكربون ، وذلك بتسخين الفحم بواسطة إمرار تيارات كهربائية فيه تحت ظروف خاصة . وعندئذ تنتظم ذرات الكربون ببطء فى شكل منتظم .

والجرافيت ، مثل الكربون ، أسود اللون ويحترق بتسخينه عند درجة ٧٠٠ مئوية ، ولكنه يصبح خاملا فى الدرجات الأقل . ولذا يستخدم فى طلاء المواقد دون أى خوف من احتراقه .

وتوجد الذرات فى الجرافيت على شكل طبقات منتظمة، وتميل هذه الطبقات إلى الانفصال عن بعضها على شكل صفائح رقيقة . وتنزلق هذه الصفائح بسهولة على بعضها وهذا مايعطى لمسحوق الجرافيت ملمساً دهنياً ، ويستخدم فى «التشحيم».

وإذا وضع مسحوق الجرافيت بين جسمين من الصلب يحتكان ببعضهما فإنه يمنع الاحتكاك لأنه سيغلف كلاً من سطحى الاحتكاك ، ويجعلهما سهلى الانزلاق .

ونظراً لأن صفائح الكربون تنفصل بسهولة ، فإنها تترك أثراً على الورق إذا مرت عليه — وكلمة « جرافيت » مشتقة من كلمة يونانية تعنى « يكتب » — وتتكون الآثار المتبقية بالطبع من صفائح رقيقة من الجرافيت . ويتكون «الرصاص» الموجود فى القلم الرصاص من جرافيت مخلوط بالطفل . ويعمل الطفل على تقوية الجرافيت وتقليل انكساره .

ومع أن ذرات الكربون موضوعة بشكل منتظم فى الجرافيت ، إلا أنها ليست متقاربة بما فيه الكفاية . فكثيراً ما تتعرض كتل الكربون الموجودة فى أغوار بعيدة من الأرض ، لحرارة وضغط مرتفعين جداً . عندئذ تقترب ذرات الكربون من بعضها تحت تلك الظروف .

وهكذا يتكون نوع آخر من الكربون المتبلر . ومع أن هذا النوع المتبلر الجديد هو كربون نقى مثل الجرافيت ، إلا أنه يختلف عنه تماماً فى المظهر . فبينما الجرافيت أسود اللون وعلى شكل صفائح رقيقة ، فإن هذا النوع الجديد عديم اللون وشفاف . والجرافيت ناعم الملمس ويستخدم فى التشحيم . وهذا النوع الجديد من أصلب المواد المعروفة . وإذا سحق ووضع بين الأجزاء المتحركة من الآلة فإنه يحطم كل شىء يلمسه . ويوصل الجرافيت الكهرباء ولذا تستخدم قضبان الجرافيت فى صناعة البطاريات الجافة (مثل البطاريات الضوئية)، أما النوع الجديد فلا يوصل الكهرباء . والجرافيت كثير الانتشار ويستعمل فى صناعة أقلام الرصاص . والنوع الجديد نادر ويستخدم فى صناعة الحلى .

والنوع الجديد الذى أتحدث عنه هو « الماس » .

نعم فالماس هو نوع من الكربون ، مثله فى هذا مثل الجرافيت والفحم العادى. ويكمن الفرق الوحيد فى الطريقة التى تنتظم بها الذرات . ولو سخن الماس إلى درجات الحرارة العالية فإنه يحترق تماماً كما يفعل الكربون . وطبعاً لن يفكر إلا القليلون فى هذه التجربة .

والماس والجرافيت أنواع متآصلة للكربون مثل الأوزون والأكسيجين .

وقد سبق أن ذكرت فى الفصل الرابع أن ضوء الشمس يتحلل بمروره فى منشور زجاجى إلى ألوان مثل قوس قزح . ويحدث هذا لأنه يكسر أو يثنى الأشعة الضوئية التى تسقط عليه بزاوية ما . وهو يكسر الضوء المحتوى على عدة ألوان بدرجات متفاوتة ، وتخرج الألوان المختلفة المكونة لضوء الشمس من المنشور فى أماكن مختلفة من السطح الآخر من المنشور وتكون قوس قزح .

وتفعل كل المواد الشفافة نفس الشىء بدرجات متفاوتة ، حتى نقط الماء المعلقة فى الهواء تفعل نفس الشىء ، وهذا يفسر ظهور قوس قزح عند ظهور الشمس بعد الأمطار .

وكلما زادت مقدرة الجسم على انكسار الضوء ، زادت ألوان قوس قزح . ويكسر الماس الضوء بشكل كبير بل أكثر مما يفعل الزجاج أو الماء ، وهذا يعنى أنه إذا شطر الماس بطريقة صحيحة ، تألقت منه ألوان عديدة عند تحريكه فى الضوء ، ألوان خاطفة من الأحمر الزاهى إلى الأزرق والأخضر ، وألوان أخرى تعطى الماس مظهراً جميلا .

أما قطع الزجاج الشبيهة بالماس فينقصها هذا البريق ، ويطلق اسم «الطبخ»[1]

---

(١) Paste

على عجينة الزجاج المستعملة لتقليد الماس . وقد تضاف شرائح معدنية فى قاع الطبخ لزيادة لمعانه وتسمى « أحجار الراين[١] » .

وتعتبر جنوب أفريقيا أهم مصدر لكل ماس العالم ، فهى تنتج ٩٦ ٪ منه . وتنتج أغنى مناجم الماس أوقية واحدة من كل ٦٠ طن من الصخور . وقد حاولت معامل شركة جنرال إلكتريك سنة ١٩٥٥ إنتاج قطع صغيرة من « الماس الصناعى » ، وذلك بتنظيم الظروف الضرورية من الضغط والحرارة : وهى تشبه تماماً الماس الطبيعى الموجود فى الأرض من الناحية الكيميائية . وإننا لنتجنى إذ نطلق عليها اسم « ماس صناعى » إذ أنها فى الواقع ماس حقيقى .

وللماس أهمية فى الصناعة ، فنظراً لأنه من أصلب المواد المعروفة ، يستخدم فى المثاقب والآلات التى تعمل على تصميم وتشكيل وقطع وصقل المعادن الصلبة . وإذا سحق الماس وألصق بعجلة تدور بسرعة وقربت مادة ما منها ، فإنها تتآكل بواسطة جزيئات الماس الصلبة . ويمكن تشكيل وتلميع الماس بنفس الطريقة . (والواقع أن هذه هى الطريقة الوحيدة لتشكيل وتلميع الماس)

ومن المؤكد أنه لا يستخدم أحسن وأنقى أنواع الماس فى الصناعة نظراً لارتفاع ثمنه . ومع ذلك فمن بين عشرين ماسة نجد واحدة فقط تصلح لصناعة الحلى . أما الماس المستخدم فى الصناعة فهو الغير نقى والذى لم تتم فيه عملية التحول من جرافيت إلى ماس ، وبذا يبقى لونه أسود لاحتوائه على ٢ — ٤ ٪ جرافيت ، ويسمى كاربوراندم[٢] أو بورت[٣] . ومع أن قيمته أقل مما يستعمل فى الحلى إلا أن له نفس صلابة الماس — وهذا ما تحتاج إليه الصناعة .

---

(١) Rhine stones

(٢) Carborundum

(٣) Bort

ملايين المركبات .

عندما يتحلل الخشب تحت الماء نجد أن بعض الكربون لا يتخلف بل يتسرب على شكل مركب مع الإيدروجين ، فتتحد ذرة الإيدروجين بأربع ذرات من الكربون لتكوين جزيئات تعرف كيميائياً باسم « ميثان » ، وهو غاز فى درجة الحرارة العادية . ونظراً لظهوره فوق المستنقعات (المياه التى تحتوى عادة على خشب متحلل) فقد أطلق عليه اسم « غاز المستنقع » .

ولا يتسرب بعض غاز الميثان بل يحتفظ به الفحم بمجرد تكوينه . وأثناء استخراج الفحم من المناجم يتصاعد الميثان فى جو المنجم أثناء تكسير الفحم . وهذا له خطورته ، فمع أن غاز الميثان غير سام إلا أنه خانق ، وهو ينفجر أيضاً فى الهواء مثل الإيدروجين ، ويسميه عمال المناجم « النار الرطبة »(١) .

وتختلف ذرة الكربون عن كل الذرات الأخرى فى نوع الجزىء الذى تكونه . فتتحد معظم الذرات لتكوين جزيئات صغيرة لا يزيد عدد ذراتها عن الإثنى عشرة تقريباً . أما ذرات الكربون فهى تتحد لتكوين سلاسل طويلة أو حلقات أو الإثنين معاً . فقد تتكون الجزيئات المحتوية على الكربون من مئات وآلاف وحتى ملايين من الذرات . والكربون هو العنصر الوحيد الذى يكون جزيئات كبيرة ومعقدة بدرجة تجعل الحياة ممكنة . ولهــــذا يسمى بحق « عنصر الحياة » .

ويتخلف أحياناً كل من الكربون والإيدروجين عند تحلل الخشب، ويتحدان على شكل مركبات عديدة تتكون من سلاسل وحلقات من الكربون المضاف

---

(١) Fire damp

إليه الإيدروجين . وتسمى هذه المركبات المكونة من الكربون والإيدروجين « بالإيدروكربونات » .

والبترول هو أحد المواد الموجودة فى الطبيعة والذى يتكون أساساً من إيدروكربونات . ولم يتأكد العلماء بعد مما إذا كان كل ناتج العالم من البترول مصدره تحلل الخشب ، كما هو الحال بالنسبة للفحم . ويحترق البترول مثل الفحم ، ونظراً لأنه سائل فهو أسهل احتراقاً . ويمكن فصل المركبات الإيدروكربونية المختلفة الموجودة فى البترول بواسطة التقطير الجزئى (كفصل الأكسيجين والنيتروجين من الهواء السائل) . وتغلى الإيدروكربونات ذات الجزيئات الصغيرة فى درجات حرارة منخفضة . أما الإيدروكربونات ذات الجزيئات الكبيرة فتغلى فى درجات حرارة كبيرة .

وتكون الجزيئات الصغيرة البنزين أو الجازولين [١] الذى يحرق داخل آلات السيارات والقوارب البخارية والطائرات . وتكون الجزيئات الأقل « الإثير البترولى [٢] » الذى يستعمل كمنظف جاف . أما الجزيئات الأكبر فتكون الكيروسين وزيوت الوقود وزيوت التشحيم والبترول الهلامى (الفازلين) الخ . وقد أصبح البترول فى نصف القرن الماضى ذا أهمية كبرى نظراً لتطور السيارات والطائرات . وقد حل البترول محل الفحم فى العديد من الاستعمالات (ولكن ليس كلها) .

وقد علمنا أن الميثان هو أبسط الإيدروكروبونات كلها ، ويوجد أيضاً فى البترول كما يوجد فى المستنقعات ومناجم الفحم . وتبلغ نسبة الميثان فى الغاز الطبيعى الذى يتكون فى آبار البترول ٩٠ ٪ ، وهو يمرر فى أنابيب إلى المنازل لاستعماله فى التدفئة والطهو .

---

(١) Gasoline

(٢) Petroleum ether

وتسمى كل الإيدروكربونات بالإضافة إلى المركبات الأخرى التى تحتوى على الأكسيجين والنيتروجين وذرات أخرى بالإضافة إلى الكربون، « مركبات عضوية »[١]. وقد سميت بهذا الإسم لأنه كان هناك اعتقاد فى وقت ما أن مثل هذه المركبات لا تنتج إلا عن طريق الأجسام الحية . وقد أمكن سنة ١٨٢٨ عمل مركب عضوى فى المعامل من مواد معدنية، ومنذ ذلك الوقت نجح الكيمائيون فى عمل مئات الآلاف من هذه المركبات من الهواء والفحم والماء .

وهنالك العديد من المركبات العضوية (المحتوية على الكربون) المعروفة أكثر من غيرها (والتى لا تحتوى على ذرات كربون) . فالسكر مركب عضوى ، وكذا النشا ، والخشب ، وزيت الزيتون ، والحرير ، والقطن ، والنايلون ، والسليلويد ، والسلوفان، والورق ، والمطاط ، والبنسلين ، وملايين الأشياء الأخرى — هى مركبات عضوية أو خليط من المركبات العضوية . فكل المواد الحية مصنوعة من مركبات عضوية — ولا نهاية لعددها .

وأهم مصدرين للمركبات العضوية هما البترول والفحم البتيومينى (المقطرن) ، والذى يحتوى على ٨٨ ٪ كربون .

وإذا سخن الفحم البتيومينى بمعزل عن الهواء تصاعدت الذرات الأخرى غير الكربون على شكل مركبات تحتوى أيضاً على بعض الكربون . ويتصاعد عند تسخين طن من الفحم البتيومينى ، بهذه الطريقة ١٠و٠٠٠ قدم مكعب من غاز الفحم[٢] . وهو يتكون أساساً من إيدروجين وميثان . ويستخدم غاز الفحم ، مثل الغاز الطبيعى ، فى التدفئة والطهو .

وينتج نفس الطن السابق من الفحم عشرة جالونات من مادة تشبه الزفت

---

(١) Organic

(٢) Coal gas

وتسمى « قطران الفحم » (وسميت هذه المادة « بتيومين » من قديم الأزل ، ولهذا اشتق منها اسم الفحم البتيوميني) . وقطران الفحم هو مخلوط من مركبات عضوية كثيرة . وقد تمكن العلماء من استخلاص كثير من الصبغات الجميلة والأدوية المفيدة وغيرها منه . وينفصل عن طن من الفحم ٢٥ رطلاً من بعض مركبات النيتروجين وتعرف « بكبريتات الأمونيوم » ولها فوائد جمة .

ويتبقى بعد فصل كل المواد السابقة ثلاثة أرباع الطن من الفحم النقي تقريباً . ويسمى هذا النوع من الفحم المستخلص من الفحم البتيوميني « بالكوك » .

ويمكن إخضاع الفحم لعملية عكسية ، أي إضافة إيدروجين له بدلاً من فقده . عندئذ يتحول الفحم إلى الجازولين المرتفع الثمن وإلى مركبات بترولية أخرى . وتشبه هذه العملية هدرجة الدهون (السابق شرحها في الفصل الثاني) .

الهواء الذي نتنفسه :

عندما ما يحترق الكربون في كمية وافرة من الهواء ، تتحد ذرات الكربون بالأكسيجين مكونة غاز « ثاني أكسيد الكربون » . ويحتوي جزيء ثاني أكسيد الكربون على ثلاث ذرات : ذرة كربون وذرتي أكسيجين . وهذا يحدث عند إحراق كل أنواع الكربون ، سواء كان الفحم أو الكوك أو الفحم النباتي أو الجرافيت أو الماس .

وحتى إذا كان الكربون جزءاً من جزيء يحتوي على ذرات أخرى غير الكربون ، فهو يحترق مكوناً ثاني أكسيد الكربون . فعندما يحترق الجازولين (الذي تحتوي جزيئاته على كربون وإيدروجين) يتكون كل من ثاني أكسيد الكربون والماء . وتحترق ببطء المواد العضوية الغنية بالكربون في أجسامنا (والتي نحصل عليها من الطعام الذي نأكله) . ويتكون ثاني أكسيد الكربون في أجسامنا نتيجة لهذا الاحتراق .

وتنفسنا دليل على هذا . فيحتوى الهواء النقى الذى تتنفسه على كمية ضئيلة من ثانى أكسيد الكربون تبلغ بالدقة جزءاً من ثلاثين من واحد بالمائة. ويختلف هواء الزفير عن ذلك إذ يختفى جزء من الأكسيجين ويحل محله ثانى أكسيد الكربون الذى تبلغ نسبته ٤ ./. (ويتكون ثانى أكسيد الكربون كذلك فى البراكين).

وقد تتعجب لماذا لا يمتلىء الجو بثانى أكسيد الكربون ويتناقص الأكسيجين منه . من حسن حظنا أن النبات يستعمل ثانى أكسيد الكربون لتكوين مركبات عضوية ، وفى هذه العملية يتكون الأكسيجين . فتستخدم الحيوانات الأكسيجين وتنتج ثانى أكسيد الكربون ، فى حين تستخدم النباتات ثانى أكسيد الكربون وتخرج الأكسيجين ، وهكذا نحصل على التوازن المطلوب.

وثانى أكسيد الكربون خانق وسام لدرجة ما . ويمكن تنفس الهواء الذى يحتوى على أقل من ٥ ./. من ثانى أكسيد الكربون بكل طمأنينة . أما إذا زادت النسبة فهى تسبب بعض المتاعب . وإذا زادت النسبة عن ٣٠ ./. أصبح الهواء مميتاً فى أقصر وقت .

ويتجمد ثانى أكسيد الكربون عند درجة ٧٩ تحت الصفر المئوى ويتحول إلى جسم أبيض صلب دون أن يمر فى حالة السيولة . والعكس صحيح : فإذا ترك هذا الجسم الأبيض الصلب فى درجة حرارة الغرفة يتحول إلى غاز دون أن يتحول إلى سائل أولاً . ويوجد ثانى أكسيد الكربون السائل فقط تحت ضغط أعلى من الضغوط العادية . ويقال عن الجسم الصلب الذى يتحول مباشرة إلى غاز دون أن يمر فى حالة السيولة إنه « يتسامى » (١)

ويسمى ثانى أكسيد الكربون الصلب « بالثلج الجاف » (هذه التسمية هى ماركة مسجلة) . وترجع هذه التسمية لاستعماله فى التبريد ، وهو لا يتحول إلى

(١) Sublime

سائل كما هو الحال بالنسبة للثلج العادى . ويمكننا رؤية الثلج الجاف وهو يتسامى عند وضع قطعة منه فى الماء ، فهو يبدو كأنه يفور ويغلى بشدة بينما يتصاعد غاز ثانى أكسيد الكربون منه . (ويجب استعمال الثلج الجاف بحذر لأنه أبرد كثيراً من الثلج العادى) .

ويذوب ثانى أكسيد الكربون فى الماء بدرجة معقولة . ولكن يزداد ذوبانه بزيادة الضغط . وفرقعة زجاجة الصودا تحتوى على ثانى أكسيد الكربون الذائب تحت ضغط ، لأننا بتقليل الضغط عليه ينزع الغطاء ، ويتصاعد ثانى أكسيد الكربون على شكل فقاقيع صغيرة . وكذا تتكون فقاقيع البيرة والشمبانيا من ثانى أكسيد الكربون - وهو الذى يعطى الصودا الطعم اللاذع الجميل .

ويمكن الحصول على ثانى أكسيد الكربون بتفاعل الأحماض مع بعض المواد الكيماوية المعروفة باسم « كربونات » . وتحتوى بعض أجهزة إطفاء الحريق على محلول الكربونات وزجاجة بها حامض قوى . فإذا قلب الجهاز اختلط الحامض بمحلول الكربونات ، ويتصاعد تيار من غاز ثانى أكسيد الكربون والماء فى الفتحة المخصصة لذلك . ونظراً لأن ثانى أكسيد الكربون أثقل من الهواء بمرة ونصف ، فهو لا يتصاعد ولا يطفو إلى أعلى ، بل يهبط على المادة المحترقة والمصوب إليها، وبهذه الطريقة يمنع الهواء عن الغاز ، وبما أنه لا يساعد على الاشتعال فسرعان ما تخبو النيران .

ويحتوى البيكنج بودر (مسحوق الخبيز) على كربونات وحامض فى حالة صلبة . ولا يتفاعل الحامض مع الكربونات طالما أنه جاف وصلب . ولكن إذا أضيف هذا المسحوق إلى محلول الزبد المخفوق أو عجينة البسكوت ، يذوب الحامض فى السائل ويتفاعل مع الكربونات ، ويتصاعد ثانى أكسيد الكربون ببطء . وبتسخين العجين تتصاعد فقاقيع كثيرة تعمل على رفعه . ويمكنك أن ترى — بعد إتمام

الخبيز — أن الفطيرة تحتوى على ملايين الفقاقيع الصغيرة . ويرجع إليها الفضل فى جعل الفطائر والبسكوت المضاف إليه البيكنج بودر خفيفاً هشاً .

وتتفاعل الخميرة (وهى نوع من الحياة النباتية الميكروسكوبية) مع النشا الموجود فى الدقيق وتنتج ثانى أكسيد الكربون . وتستخدم الخميرة فى عمل الخبز ، ويمكن رؤية فقاقيع ثانى أكسيد الكربون فى أى قطعة من الخبز .

تسرب الغاز وعادم السيارات :

وعندما يحترق الكربون فى حيز محدود من الهواء فإنه لن يجد الأكسيجين الكافى لإمداد كل ذرة كربون بذرتى أكسيجين. وعندئذ تتحد كل ذرة كربون بذرة أكسيجين، وبذا تتكون جزيئات « أول أكسيد الكربون » ، وهو غاز مثل ثانى أكسيد الكربون . ويختلف المركبان عن بعضهما فى النقطتين الآتيتين :

أولاً : يتقبل أول أكسيد الكربون ذرة الأكسيجين بسهولة لتضاف إلى جزيئه . أو بمعنى آخر ، إنه يتحد بالأكسيجين ويشتعل . أما جزىء ثانى أكسيد الكربون فمشبع بالأكسيجين ، ولذا فهو لا يشتعل ويستعمل فى إطفاء الحرائق كما سبق أن ذكرت .

ثانياً : أول أكسيد الكربون سام ، بل أشد خطورة من ثانى أكسيد الكربون . ويقضى الهواء المحتوى على ثمن الواحد بالمائة من أول أكسيد الكربون ، على الإنسان فى نصف ساعة . ويصيب الهواء (المحتوى على جزء من ألف من واحد بالمائة من أول أكسيد الكربون) الإنسان بالصداع .

ويرجع التسمم بأول أكسيد الكربون إلى أنه يتحد بقوة بالهيموجلوبين ، وهى المادة الحمراء فى الدم . ويعمل الهيموجلوبين على حمل الأكسيجين من الرئة

إلى كل أنسجة الجسم . فإذا دخل أول أكسيد الكربون إلى الرئة حمله الهيموجلوبين واتحد به . وبذا لا يمكنه حمل الأكسيجين ، مما يسبب الاختناق . ولا تتأثر النباتات أو البكتريا ولا الحيوانات التى لايوجد فيها دم أحمر بأول أكسيد الكربون .

وتظهر خطورة أول أكسيد الكربون بشكل خامد لتزايده فى مدننا الصناعية . مثال ذلك ، لا يجد الجازولين كل الأكسيجين اللازم لإحراقه في آلات السيارات ، ولذا يتكون أول أكسيد الكربون الذى يخرج من ماسورة العادم . ولا يحدث منه ضرر يذكر فى الهواء الطلق . فأول أكسيد الكربون ينتشر وتتحد جزيئاته بأكسيجين الجو مكونة ثانى أكسيد الكربون الغير مضر نسبياً . أما إذا أديرت الآلة فى جراج مغلق ، أو وجد ثقب فى ماسورة العادم ، بحيث ينفذ الغاز إلى هيكل السيارة ، وكانت نوافذها مغلقة ، عندئذ يتراكم أول أكسيد الكربون بأسرع من تفاعله مع الأكسيجين ، ويكون الموت هو النتيجة الحتمية .

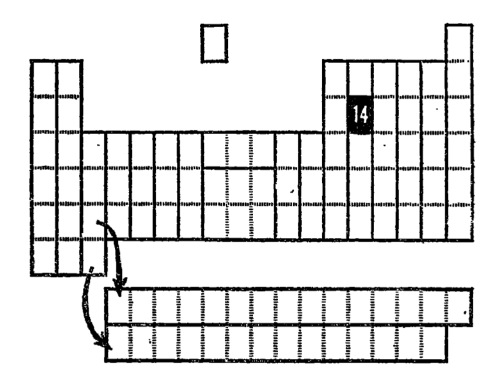
وتعتبر المطابخ مصدراً آخر للخطر . فكثيراً ما يستخدم أول أكسيد الكربون فى غاز الطهو ، نظراً لقابليته للاشتعال . ويحتوي غاز الفحم مثلاً ، على أول أكسيد الكربون ، ولذلك فهو سام . وهناك أيضاً « غاز الماء » الذى يتكون بإمرار بخار الماء على فحم الكوك الساخن لدرجة الاحمرار فتتحد ذرات كربون فحم الكوك بأكسيجين الماء تاركة ذرات الإيدروجين ، وتتحول ذرات الكربون نفسها إلى أول أكسيد الكربون . وهكذا يتكون خليط من أول أكسيد الكربون والإيدروجين . وبإضافة قليل من غاز الميثان ، يتكون غاز الطهو الجيد (ولكنه سام) . وتضاف إليه عادة بعض المركبات ذات الرائحة النفاذة لتلفت إليه الأنظار إذا مابدأ يتسرب من الثقوب فنعجل بإصلاحها .

(ويجب ألا تبحث أبداً عن الثقب بواسطة ثقاب ، بل افتح النوافذ أولاً ثم اطلب شركة الغاز لتتولى هى الكشف عليه) .

وإذا مر تيار من الهوا على فحم كوك ساخن لدرجة الاحمرار تكون أول أكسيد الكربون الذى يستنفد الأكسجين ، ويتبقى النيتروجين . أما مخلوط أول أكسيد الكربون والنيتروجين (ويسمى الغاز المنتج) فهو وقود غير جيد ولكنه رخيص ، وقد يصبح ذا فائدة إذا ما استخدم فى التو واللحظة .

الفصل السادس

السيليكون
عنصر التربة



السيليكون يحل محل الكربون :

يعتبر السيليكون ، العنصر رقم ١٤ ، ثانى العناصر انتشاراً فى الصخور التى تكون القشرة الأرضية . فنجد بين مائة ذرة فى القشرة الأرضية ستين منها أكسيجين (وهو أكثر العناصر انتشاراً بالطبع) وعشرين منها سيليكون .

ولا يوجد السيليكون فى الطبيعة على شكل بدائى منفرد . ولهذا السبب لم ير السيليكون النقى سوى عدد قليل من العلماء، رغم أن ذراته من النوع العادى .

ويمكن تحضيره على أشكال متآصلة متعددة. وأول من حضره هو العالم الكيميائى السويدى «جون جاكوب برزيليوس» سنة ١٨٢٣ . ولكنه قليل الفائدة كعنصر قائم بذاته .

وقد يظهر مستقبلاً خطأ هذه الفكرة . فقد صممت حديثاً البطاريات الشمسية ،(١) وهى تنتج تياراً كهربائياً بتعرضها لضوء الشمس. ومازالت هذه البطاريات حتى الآن مجرد استطلاعات معملية ، ولكن قد يأتى اليوم الذى تتحول فيه إلى مصادر هامة للطاقة تعود بالنفع على البشرية . وتزود البطاريات الشمسية بشرائح من السيليكون كأهم جزء فيه .

وهناك العديد من المركبات التى تحتوى على السيليكون ، معظمها معروف وتعودنا على استعماله والكثير منها مفيد جداً وبعضها جميل جداً .

ويوجد السيليكون تحت الكربون مباشرة فى الجدول الدورى. وله الكثير من الصفات التى تتشابه مع الكربون . فترتيب ذرات السيليكون فى قطعة متبلرة هو نفس ترتيب ذرات الكربون فى قطعة متبلرة منه . وعلى ذلك فالسيليكون شديد الصلابة مثل الفحم ، ولكن بما أن ذرات السيليكون أكبر من ذرات الكربون فإنها لا تتزاحم كما تفعل ذرات الكربون ، لذا يسهل فصلها عن بعضها . وعلى ذلك فالسيليكون ليس له نفس صلابة الكربون وليس له درجة انصهاره المرتفعة فهو ينصهر عند درجة ١٤٢٠ مئوية ، (أما الكربون فينصهر عند ٣٥٠٠ درجة مئوية) .

ونظراً للتشابه بين العنصرين تحل ذرات السيليكون محل ذرات الكربون . فإذا سخن فحم الكوك (بشدة وهو كربون نقى) والرمل (ويحتوى على ذرات سيليكون) بواسطة تيار كهربائى فى الظروف الملائمة ، فإن ذرات السيليكون فى

Solar Batteries (١)

الرمل تحل محل نصف ذرات الكربون فى الفحم . وتنتج لدينا فى النهاية مادة نصف ذراتها من الكربون والنصف الآخر من السيليكون ، وتسمى هذه المادة « كربيد السيليكون » وتعرف عامة باسم « الكربورا ندم [١] » .

والكربوراندم أشد صلابة من السيليكون ، ولكنه ليس فى صلابة الماس (وهو من الكربون النقى) ، ومع ذلك فهو من أشد المواد صلابة بعد الماس . وعلاوة على ذلك فهو أرخص من الماس . ويستخدم الكربوراندم فى الصناعة دائماً لطحن وتلميع المواد التى لا تحتاج لصلابة الماس الشديدة . وهو ينصهر عند درجة ٢٧٠٠ درجة مئوية (بين درجة انصهار السيليكون والكربون) . ويستخدم فى تبطين الأفران المرتفعة الحرارة . ويتميز عن الكربون فى أنه لا يحترق حتى ولا فى درجات الحرارة المرتفعة .

ويحل السيليكون محل الكربون تحت ظروف أكثر غرابة ، فأحياناً لا تتحول بعض الأجسام الميتة إلى كربون بتحللها تحت الأرض ، وبدلاً من هذا تحل ذرات السيليكون من الطين ببطء محل ذرات الكربون فى ظروف خاصة . ويتكون على مر السنين بديل حجرى للجسم الميت . ويحتفظ هذا البديل بالشكل الأصلى وحتى بكثير من التفاصيل بدون أى تغير ، بل يبقى مئات الملايين من السنين . وتسمى هذه البقايا حفريات متحجرة . ويرجع الفضل لهذه الحفريات المتحجرة فى معرفة العلماء بما كانت عليه الحياة البدائية على الأرض ، وكيف تغيرت وتطورت بمرور الزمن .

وتسمى طريقة تكوين هذا النوع من الحفريات بالتحجر [٢] . وتوجد فى صحراء الأريزونا بقايا كثير من الأشجار التى بقيت على هذا الشكل منذ قديم الأزمان ، وتسمى البقايا الحجرية بالغابة المتحجرة .

---

(١) Carborundum

(٢) Petrifaction

سلسلة السيليكون :

تكون ذرات السيليكون سلاسل مثلما يفعل الكربون . وبما أن ترابطها بعضها أقل من ترابط ذرات الكربون ببعضها ، فإن سلاسلها أضعف من مثيلاتها المكونة من الكربون ، ويسهل تحطيمها . ولكن السلاسل القصيرة هى التى تبقى لأى وقت من الزمن ، ولكن إذا وضعت ذرات السيليكون والأكسيجين على التوالى ، يمكنها تكوين سلاسل طويلة مثل الكربون وربما أشد ارتباطاً ببعضها . ويمكن أن ترتبط مجموعات من ذرات الكربون والإيدروجين بذرات السيليكون فى مثل هذه السلاسل ، وتسمى المواد الناتجة عندئذ بالسيليكونات .

ولم تستعمل السيليكونات إلا فى العشر أو العشرين سنة الماضية . وهناك العديد من الأشكال التى تتوقف على طول السلسلة ونوع المجموعات المحتوية على الكربون ، والمرتبطة بها . وتستعمل بعض السيليكونات كمشحم وورنيش . وترجع أهميتها فى هذه الاستعمالات إلى أنها لاتتأثر بدرجة الحرارة أوالبرودة التى تجعل الزيوت العادية أوالشحم عديمة الفائدة . وتستخدم فى تغطية السطوح بطبقة رفيعة عازلة للماء وكسوائل مائية وفى المطاط الصناعى الخ .

ويوجد نوع من السيليكون المعجون تكون سلسلة السيليكون والأكسيجين فيه طويلة جداً بحيث يبدو كسائل جامد ، بل كصلب لين كالمعجون أو الطين الذى تصنع منه التماثيل . فهو يقاوم أى محاولة سريعة لتغيير شكله ولكنه يتشكل ببطء . فإذا قذفت بقطعة منه على الأرض أو الجدار فإنها تتفلطح أولاً بسرعة ، ولكنها سرعان ماتعود إلى شكلها الأصلى بعناد ، وترتد كما تفعل الكرة المطاط . وعلى النقيض من هذا ، فإذا ضغطت عليها ببطء فإنها تتشكل كما تريد . ولو وضعت كتلة منها فى إناء فإنها تفرش ببطء وتملأ قاع الإناء كما يفعل السائل تماماً .

والسيليكونات طاردة للماء ، فتستخدم أحياناً الأنسجة الورقية التى يدخل فى صناعتها السيليكون فى مسح عدسات النظارات . وهذا يترك طبقة رفيعة شفافة من السيليكون على الزجاج يلتصق به جيداً بحيث تبعد بخار الماء عن العدسات وخصوصاً إذا انتقلت من مكان بارد إلى حجرة دافئة . وتستخدم السيليكونات أيضاً ولنفس السبب فى صناعة شمع السيارات .

المواد الصلبة الشفافة :

تتحد معظم ذرات السيليكون التى نراها حولنا بالأكسيجين . وتحتوى مثل هذه الجزيئات على ذرة من السيليكون وذرتين من الأكسيجين ، ويسمى هذا المركب ثانى أكسيد السيليكون أو « السيليكا » .

ولاحظ تشابه السيليكون مع الكربون فى هذا الصدد أيضاً .(فقد تكلمت فى الفصل السابق عن ثانى أكسيد الكربون وتتكون جزيئاته من ذرة كربون وذرتين من الأكسيجين) . ومع ذلك فهناك فرق مهم بين الكربون والسيليكون. فثانى أكسيد الكربون غاز ، فى حين أن ثانى أكسيد السيليكون صلب بل ويصعب صهره مثل السيليكون نفسه .

ويكون ثانى أكسيد السيليكون فى حد ذاته ١٢٪ من وزن الصخور والتربة التى نقف عليها . ويتحد أيضاً ثانى أكسيد السيليكون الموجود فى السيليكات مكوناً ٤٨ ٪ من الصخور والتربة ، وعلى ذلك فلا يقل ثانى أكسيد السيليكون عن ٦٠ ٪ من وزن القشرة الأرضية بشكل أو آخر .

وتوجد معظم العناصر المعروفة فى الكائنات الحية ، وهى حيوية بالنسبة للحياة ، ومثال على ذلك الأكسيجين والإيدروجين والنيتروجين والكربون ، وقد سبق ذكرها . ويستثنى السيليكون من هذا ، فرغم أهميته القصوى فليس لذرات

السيليكون أى فائدة للأنسجة الحية . ويبدو أن هذا يرجع إلى أن ثانى أكسيد السيليكون والسيليكات لاتذوب فى الماء . ولا توجد عملياً أية مركبات للسيليكون فى المحيطات ، وعلى ذلك فقد تطورت الحياة فى المحيطات لا فى الأرض .

و« الكوارتز » أو «بلورالصخر» هو أنقى أنواع أكسيد السيليكون الموجود فى الطبيعة . وهو مادة صافية عديمة اللون شفافة مثل الزجاج . بل إنه أكثر شفافية من الزجاج لأنه يمتص كمية قليلة من الضوء الذى يمر خلاله ، بل هو أكثر المواد المعروفة شفافية . فالزجاج ماهو إلا سيليكات ، ولذا فهما متقاربان .

ويتميز الكوارتز عن الزجاج فى أنه لا يتأثر بالتغير فى الحرارة مثله ، فتتمدد معظم الأجسام بالحرارة وتنكمش بالبرودة . فإذا صببنا ماء ساخناً فى إناء زجاجى عادى ، نجد أن سطحه الداخلى يتمدد بالحرارة . أما السطح الخارجى فيبقى بارداً حتى تصله الحرارة خلال سمك الزجاج ، وعندئذ ترتفع درجة حرارته كله . وحتى تتم هذه العملية ، يحدث توتر فى تركيب الزجاج . لأن جزءاً منه يتمدد ، وجزءاً لايتمدد . وعلى ذلك فغالباً ما يحدث شرخ أو حتى يتناثر الإناء قطعاً صغيرة ، وهكذا يجد التوتر منفساً له . وقد يحدث نفس الشىء إذا ما وضع ماء بارد فى إناء غسل بماء ساخن .

لذا تصنع الأوانى من زجاج رقيق حتى تصل الحرارة إلى كل أجزائه فى وقت واحد تقريباً لمنع حدوث أى شرخ بها ، أو يستعمل نوع معين من الزجاج الذى لايتمدد كثيراً أو يتقلص بتغيير درجة الحرارة .

والكوارتز هو من أحسن المواد المستخدمة لهذه الأغراض . فلن يبلغ تمدده أو تقلصه إلا $\frac{1}{16}$ من الزجاج ، بل يمكن تسخين إناء من الكوارتز إلى درجة الاحمرار ثم غمره فى ماء بارد دون أن يشرخ . ولو كان هذا الإناء من الزجاج العادى لتحطم إلى ملايين الأجزاء .

ومن المميزات الأخرى للكوارتز عن الزجاج أن الأشعة الفوق بنفسجية تمر خلاله بينما لا تمر خلال الزجاج . لذا تصنع المصابيح الشمسية التى تستخدم فى المنازل لإضفاء لون داكن على الجسم من الكوارتز لا من الزجاج .

ولا يحتمل أن يحل الكوارتز محل الزجاج ـ فيما عدا بعض الاستعمالات الخاصة . فالزجاج رخيص ، بينما يبلغ ثمن الكوارتز أضعاف الزجاج ، ولا يرجع هذا إلى أن الكوارتز فى حد ذاته مرتفع الثمن ، ولكن لأنه يمكن نفخ وتشكيل الزجاج العادى بين درجتى ٦٠٠ و ٩٠٠ درجة مئوية (حسب النوع) ، بينما لا يلين الكوارتز إلا إذا وصل لدرجة ١٥٠٠ مئوية ، ولابد عندئذ من يد ماهرة لتشكيله . فالكوارتز من الصعب تشكيله .

متنوعات :

يوجد ثانى أكسيد السيليكون فى صور غير نقية ، أى مختلطة بكميات قليلة من مواد أخرى مختلفة . وعلى ذلك تتعدد الصور المختلفة لثانى أكسيد السيليكون غير النقى تبعاً لاختلاف كميات وأنواع هذه المواد .

فهناك نوع من الحجر يسمى « فلنت » (١) ، وهو نوع شائع من ثانى أكسيد السيليكون غير النقى ، وتكفى كمية الشوائب الموجودة فيه لكى تجعله يفقد شفافيته . ويتميز الفلنت بصلابته ، وإذا انكسر تصبح حافته حادة جداً . وقد صنع الإنسان البدائى سكاكينه وأسلحته من الفلنت واستمر كذلك زمناً طويلاً . وتعرف هذه الفترة بالعصر الحجرى . وقد اعتاد الإنسان فى الفترة التى تلتها والتى سبقت اكتشاف الثقاب ، أن يضرب قطعة من الصلب بقطعة من الفلنت

(١) Flint

ليحصل على شرارة . فباحتكاك قطعة الصلب بالفلنت تتولد حرارة تصل لدرجة الاشتعال . (وما زالت هذه الطريقة فى الحصول على شرارة موجودة فى ولاعات السجاير) .

وهناك أنواع مختلفة جميلة من ثانى أكسيد السيليكون غير النقى . منها العقيق الأبيض (١) وهو نصف شفاف وأحياناً يشبه اللبن ، والعقيق (٢) ذو العروق المخططة ويسمى عقيق يمنى (٣) إذا ماتوالت خطوطه البيضاء والسوداء . أما إذا كانت خطوطه بيضاء وحمراء (أو بنية) فيسمى « جزع بقرانى » (٤) .

وهناك أنواع أخرى من ثانى أكسيد السيليكون غير النقى وهي القرمزى أو البنفسجى ويسمى بالياقوت أو جشت ، والأحمر المائل إلى اللون البرتقالى ويسمى عقيق أحمر .

والأمثلة السابقة هى أنواع من المجوهرات . وتعرف بأنها بلورات زجاجية صلبة مستديمة تسر الناظرين ، ويمكن رشقها فى قواعد معدنية كما هو الحال فى الخواتم والعقود ، أو تحفر على أشكال مختلفة . وتقسم الجواهر تبعاً لندرتها وارتفاع ثمنها إلى قسمين : أحجار كريمة وأحجار نصف قيمة . فالماس من الأحجار الكريمة ، أما العقيق فيعتبر نصف قيم .

وغالباً ما يتفتت الكوارتز والأشكال الأخرى من ثانى أكسيد السيليكون بالرياح والأمطار وتقلبات درجات الحرارة إلى حبيبات صغيرة . وهذه الحبيبات هى « الرمال » . وأنقى أنواع الرمل لونه أبيض . أما النوع الذى نراه فى العادة على الشواطىء فله ظلال مختلفة بنية ترجع إلى الشوائب التى بداخله . وأحياناً تلتحم الرمال ببعضها بطريقة طبيعية لتكون « الحجر الرملى » .

---

(١) chalcedony

(٢) agate

(٣) onyx

(٤) sardonyx

ويمكن تحضير ثانى أكسيد السيليكون من السيليكات على شكل قطع مسامية ، كل منها تشبه قرص شمع العسل ذا الممرات الهوائية الدقيقة . ويسمى هذا النوع من ثانى أكسيد السيليكون « بالسيليكا الهلامية » .

وترجع أهمية السيليكا الهلامية إلى أنها تمتص بخار الماء على سطح ممراتها الهوائية، لذا تستعمل كمجفف. وإذا مر غاز مندى على إناء يحتوى على هذا المجفف فإن الغاز يخرج جافاً . وكثيراً ما تتوقف بعض الآلات الكهربائية إذا كان الجو رطباً جداً ولذا توضع علب مملوءة بالسيليكا الهلامية فى أماكن إستراتيجية من الأجهزة . وينطبق هذا على المناطق ذات المناخ الاستوائى المملوء بالبخار . ولولا استخدام بعض المواد مثل السيليكا الهلامية فى الحرب العالمية الثانية ، لتوقفت بعض أنواع الرادار والراديو عند استخدامها فى جنوب المحيط الهادى . وإذا ما امتصت قطعة من السيليكا الهلامية كل ما يمكنها امتصاصه من الماء فإننا نسخنها لطرده منها وعندئذ تصبح صالحة للاستعمال مرة ثانية .

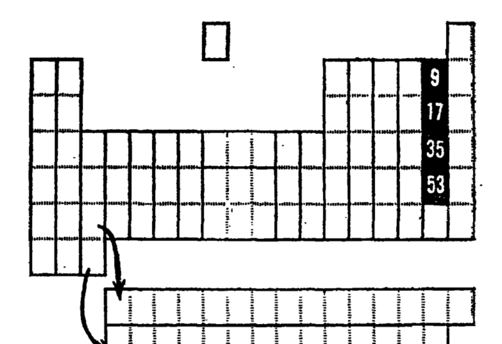
وهناك مادة طبيعية شبيهة بالسيليكا الهلامية يرجع أصلها إلى هياكل عظمية دقيقة مصنوعة من ثانى أكسيد السيليكون . وتسمى هذه الكائنات الميكروسكوبية بالدياتوم ، وهى تحيط نفسها بطبقة وقائية من ثانى أكسيد السيليكون . وعندما تموت فهى تتحلل بالطبع ولكن تتبقى هياكلها بدون تغيير . وتتراكم الملايين منها لتكون ما يعرف « التراب الدياتومى » . وتستخدم فى تنقية وامتصاص الشوائب الغير مرغوب فيها من السوائل ، مثل الفحم النباتى تماماً . ويمكن استخدامها أيضاً فى سن وتنعيم الأجسام الخشنة . وكذا تستخدم فى امتصاص النيتروجلسرين ويسمى اتحادهما « بالديناميت » ، وهو أقل خطورة عند استعماله من النيتروجلسرين بمفرده .

ويوجد التراب الدياتومى أحياناً على شكل « عين الهرة » وهى نوع من الجواهر . وبتحريكها تظهر الأنواع الجميلة منها بريقاً ذا ألوان مختلفة .

الفصل السابع

الكلور

العنصر الأخضر



حرب الكيمياء :

فى ٢٢ أبريل سنة ١٩١٥ ، وإبان الحرب العالمية الأولى ، نقل الألمان عدة أسطوانات معدنية إلى الصفوف الأمامية ثم فتحوا صماماتها ، فتصاعد منها غاز أخضر حمله الهواء إلى الصفوف الفرنسية . وبعد ذلك بيومين أعادوا الكرة على القسم الذى كانت تحتله القوات الكندية . وقد وجدت قوات الحلفاء نفسها ، فى كلتا الحالتين ، محاصرة بأبخرة ذات رائحة سيئة خانقة تثير السعال ولا يمكن تحملها، فاضطرت إلى التقهقر .

ولم يعرف لماذا لم ينتهز الألمان فرصة فتح ثغرات فى الصفوف المقابلة لهم ، ولكن المؤكد أنهم لم يستفيدوا منها . ربما ألجمهم انتصار هذه الطريقة الجديدة فى الغزو ، أو ربما خافوا أن يقعوا فى كمين . ومهما يكن السبب فقد فاتتهم هذه الفرصة . وقد حاولوا ذلك بعدئذ ، ولكن قوات الحلفاء سرعان ما صنعت أنواعاً بسيطة من الأقنعة الواقية من الغازات . ولم تمض بضعة أشهر حتى استخدم الحلفاء بدورهم الغاز فى إغاراتهم .

أما الغاز السام الذى استعمله الألمان أولاً فهو « الكلور » ، والكلور هو العنصر رقم ١٧ . وهو غاز فى درجات الحرارة العادية ويتكون جزيئه من ذرتين من الكلور .

وهو يختلف عن العناصر الغازية الأخرى كالأكسيجين والإيدروجين والنيتروجين فى نواح هامة مختلفة . فهو أولا ليس عديم اللون ، ويميل لونه إلى الأصفر المخضر الباهت . والاسم مشتق من كلمة (الأصفر المخضر) اليونانية ، وقد أطلقه الكيميائى البريطانى سير « همفرى دافى » سنة ١٨١٠ على الغاز عند اكتشافه لهذا العنصر . ولكنه كان معروفاً قبل أن يكتشفه دافى بستة وثلاثين عاماً .

واعتقد الجميع أنه أكسيد،وكانوا جادين فى تحليله إلى أكسيجين ومادة سموها « ماريام » ، ولكنهم فشلوا .

وتسهل إسالة الكلور عن العناصر الغازية الأخرى . ويتحول إلى سائل أصفر كهرمانى عند درجة ٣٤ تحت الصفر المئوى ، ويحفظ كسائل فى أسطوانات ضغط.

والكلور غاز ثقيل ، بل أثقل من الهواء بمرتين ونصف . وهذه الخاصية تجعله صالحاً للاستخدام فى الحروب . وقد تصلح لذلك أبخرة الأمونيا لأنها ذات

رائحة مقلقة للجنود ، ولكنها أخف من الهواء ، وعلى ذلك فهي تطير بسرعة ويبعثرها الهواء هباء وبسهولة . أما الكلور ، فنظراً لأنه ثقيل ، فيتبقى على سطح الأرض ويتطاير ببطء .

وقد حلت بعض الغازات السامة الأخرى الثقيلة محل الكلور . ومنها غاز الفوسجين . ويتكون جزىء الفوسجين من ذرة من الكربون وذرة من الأكسجين وذرتين من الكلور . وهو غاز شديد الخطورة ، له رائحة عطرة (وإنني أشهد على ذلك ، فقد شممت مرة كمية صغيرة منه) . وملء الرئتين منه كفيل بالقضاء على الإنسان . وتحتوى كثير من الغازات السامة التى اكتشفت بعد ذلك على ذرات الكلور .

ومع ذلك فغاز الكلور ، كما سنرى ، له كثير من الفوائد التى تفوق مضاره .

الكلور أكثر نشاطاً من الأكسجين :

الكلور عنصر نشيط ، بل هو أكثر نشاطاً من الأكسجين . ولا يصل لمرتبة الأوزون ، ويتفاعل بسرعة مع كثير من المواد .

فهو يساعد على الاحتراق فى بعض الأحيان . فإذا أدخل تيار من الإيدروجين المشتعل فى إناء به كلور استمر فى الاشتعال . ولا يتأثر مخلوط الكلور والإيدروجين فى درجة الحرارة العادية إذا كان فى مكان مظلم . أما إذا تعرض للضوء فسينفجر . ومن الواضح أن الأشعة الضوئية تعمل على بدء تفاعل جزيئات الكلور والإيدروجين . ويعمل الضوء وكذلك الأشعة فوق البنفسجية على دفع كثير من التفاعلات الكيميائية ، وتسمى « بالتفاعلات الضوء كيميائية » .

ولكن الكربون لا يشتعل فى الكلور . وإذا أدخلت شمعة مشتعلة فى مخبار به كلور تصاعد دخان أسود كثيف ، لأن جزيئات الشمعة تحتوى على ذرات

كربون وإيدروجين ، ولـكن الإيدروجين فقط هو الذى يتحد بالـكلور. وتبقى ذرات الـكربون دون أن تمس وتتصاعد على شـكل هباب دقيق .

وترجع جزئياً خاصية التسمم بواسطة الـكلور إلى نشاطه . فيؤثر الـكلور على أغشية العين والأنف والحلق والرئتين ويصيبها بالضرر . كذلك يهاجم الكلور البكتريا ويقتلها ، وبذا يمكن الاستفادة من طبيعته السامة . وتنقى مياه الشرب فى المدن ، باضافة كمية قليلة من الـكلور إليها . وما أن تعودت المدن على إضافة الـكلور إلى مياهها حتى قلت كثير من الأمراض مثل الحمى التيفودية التى كانت تنشرها المياه الملوثة . وتحفظ مياه أحواض السباحة وكذا المجارى بعيدة عن العدوى بإضافة الـكلور إليها .

والـكلور يذوب فى الماء ، فيذيب لتر من الماء البارد ٤ لترات من الغاز ، ويسمى الناتج « ماء الـكلور » ، فتتحد جزيئات الـكلور مع جزيئات الماء لدرجة ما (وكذا مع أى جزيئات أخرى موجودة معها) لتكون الهيبوكلوريت . وهى مواد نشيطة قادرة على إزالة الألوان بنفس الطريقة التى يعمل بها الأوزون وفوق أكسيد الإيدروجين . (وإذا أردت أن تتعرف على رائحة الـكلور ، فما عليك إلا أن تشم مسحوق إزالة الألوان الموجود بالمنزل والمسمى كلوروكس . لأن الهيبوكلوريت يتحلل ببطء ويتكون غاز الكلور ، وهو ما تشمه) .

ويعتبر الـكلور والهيبوكلوريت من أهم المواد المستخدمة لإزالة الألوان فى الصناعة . فهى مواد رخيصة فى متناول اليد. وتستخدم بكميات كبيرة لتبييض عجينة الورق وبعض الأنسجة النباتية مثل القطن والتيل .

تكوين الأملاح :

عندما يحترق الإيدروجين فى الـكلور ، تتكون جزيئات تحتوى على ذرة إيدروجين وذرة كلور ، وتسمى المادة الجديدة « كلوريد الإيدروجين » .

وهو غاز ذو رائحة تحدث التهاباً أكثر من الكلور. وهو شديد الذوبان فى الماء، فيذيب لتر الماء البارد حوالى ٢٥٠٠٠ بوصة مكعبة من الغاز .

ومحلول كلوريد الإيدروجين له طعم حامضى حاد، ويتفاعل بطريقة يعتبرها الكيميائيون مميزة للأحماض . لذا يسمى « حامض الإيدروكلوريك » . وهو حامض قوى بل يعتبر أحد ثلاثة من أهم الأحماض وأقواها . وترجع أهميتها فى الصناعة لقوة مفعولها ورخص ثمنها (والحامض الثانى هو حامض النيتريك الذى أشرت إليه فى الفصل الثالث . أما الحامض الثالث وهو أهمها فسأشرحه فى الفصل القادم) .

وحامض الإيدروكلوريك هو أحسن مثل على الأحماض التى لاتحتوى جزيئاتها على ذرات الأكسيجين، على عكس ما اعتقده لافوازييه (كما رأينا سابقاً) ، ولكنها تحتوى بالطبع على إيدروجين مثل كل الأحماض الأخرى .

وكلوريد الإيدروجين هو مثال لمجموعة كاملة من المركبات التى تتكون من اتحاد ذرات الكلور بنوع واحد آخر من الذرات . وتسمى «الكلوريدات» . وأهمها وأشهرها هو « ملح الطعام » العادى .

والكلور الذى على شكل كلوريدات أساسى فى تركيب الكائنات الحية . فكل من الدم والعرق والدموع مواد ملحية لأنها تحتوى على الكلوريدات . وإننا لنضع الملح فى طعامنا لأن أجسامنا فى حاجة إليه، وتجوب الحيوانات، (وخصوصاً آكلة النباتات التى لاتحصل على الملح من دم وأنسجة الحيوانات الأخرى) وتسافر مسافات بعيدة فى مواجهة عديد من الأخطار لكى تصل إلى أماكن تجمعات الملح الطبيعى .

ويوجد الكلور عادة على شكل أملاح فى الأرض . وتحتوى مياه المحيطات عادة على ٣٪ من الأملاح . وتكفى كمية الأملاح فى المحيطات لتغطية الولايات المتحدة بطبقة سمكها ميلان.

وغالباً ما تزيد كمية البخر فى البحيرات المغلقة عن كمية المياه المتدفقة إليها ، وعلى ذلك تتجمع الأملاح لأنه لايتبخر سوى المياه . ومثال ذلك بحيرة الملح الكبرى فى ولاية يوتا ، والبحر الميت على حدود فلسطين والأردن . وبتبخر هذه الكمية من المياه كلية ، تتخلف عنها رواسب كثيفة من الملح ، يبلغ سمكها أحياناً ١٠٠٠ قدم أو أكثر .

ويمكن تحليل الملح المصهور تحليلاً كهربائياً مثل الماء تماماً . ويتصاعد منه غاز الكلور .

وتكون العناصر المرتبطة بالكلور (والموجودة معه فى نفس العمود من الجدول الدورى) مركبات مشابهة للملح ويشار إلى هذه العناصر بالهالوجينات **Halogens**، وهي كلمة تعنى باليونانية « المكونة للأملاح » .

<u>الكلوريدات العضوية :</u>

ومع أن الكلور لا يتحد مباشرة مع الكربون ، إلا أنه توجد طرق غير مباشرة لاتحادها . فنظراً لمقدرة الكربون الخاصة على عمل جزيئات كبيرة ، توجد آلاف من الجزيئات العضوية المحتوية على الكلور . وأشهرها نوعان بسيطان من هذه الجزيئات . أحدها هو الكلوروفورم ، وتحتوى جزيئاته على ذرة من الكربون وذرة من الإيدروجين وثلاث ذرات من الكلور . وهو سائل يغلى فى درجة حرارة أقل من الماء . ويتبخر أسرع من الماء فى درجة الحرارة العادية . ويقال عن هذه السوائل السريعة التبخر إنها « تتطاير » . ويستخدم الكلوروفورم فى التخدير ، وعند استخدامه بطريقة صحيحة يدفع الناس إلى النوم ولا يجعلهم يحسون بأى ألم . وقد أستخدم لأول مرة كمخدر سنة ١٨٤٧ . ومن أوائل المرضى الذين أعطى لهم هذا المخدر الملكة فيكتوريا ملكة إنجلترا . وللكلوروفورم تأثير سىء على القلب والرئة والكلى ، وقد استبدل منذ زمن بعيد بمخدرات أخرى أكثر سلامة على الإنسان .

ومن الأمثلة الأخرى المشابهة، رابع كلوريد الكربون. ولا يحتوى جزيئه على ذرة إيدروجين واحدة، ولكنه يحتوى على ذرة كربون، وأربع ذرات من الكلور. ورابع كلوريد الكربون — مثله كمثل الكلوروفورم — سائل متطاير. ونظراً لأنه لا يشتعل إطلاقاً ، فإنه يستخدم فى بعض أنواع مضخات الحريق. وعند توجيهه بقوة إلى الحريق، سرعان ما يتحول إلى بخار. وهذا البخار أكثف من الهواء بأكثر من خمس مرات، وهو يلتصق تماماً بالنار، وبالتالى يخمدها ؛ لأنه لا يحترق ولا يساعد على الاحتراق.

ويذيب رابع كلوريد الكربون المواد الدهنية والزيوت والشحم بسهولة ، ولهذا يستخدم فى التنظيف الجاف . وهو أغلى من أثير البترول الذى يستخدم عادة فى التنظيف الجاف أيضاً . ومفعوله فى التسمم كذلك أقوى . ويجب عند استخدامه فى المنازل مراعاة تهوية الحجرات جيداً . وميزة رابع كلوريد الكربون أنه المنظف الجاف الوحيد الذى لا يشتعل ولا يؤدى استعماله إلى حدوث أى حريق.

أكثر العناصر نشاطاً :

ذرة الفلور هى من أصغر الذرات فى مجموعة الهالوجينات. والفلور هو العنصر رقم ٩. ويشبه الكلور فى أنه غاز لونه أصفر مخضر باهت، وإسالته أصعب من الكلور. فهو يسيل عند نفس درجة إسالة الأكسيجين تقريباً. ومفعوله فى التسمم أقوى وأنشط من الكلور. بل هو فى الواقع أكثر العناصر نشاطاً : فتتفاعل جزيئاته وتتحد (وهى تحتوى على ذرتين من الفلور) بكل شىء حتى إنها لتتفاعل مع الماء فتجتذب منه الإيدروجين تاركة وراءها ذرات الأكسيجين . وهى تفعل ذلك بعنف وقوة حتى إن بعض ذرات الأكسجين المتبقية تتحول إلى أوزون. والفلور أكثر نشاطاً حتى من الأوزون، ولهذا السبب ترتبط فكرة الفلور

السائل بإطلاق الصواريخ ، لتحل محل الأكسيجين السائل ، إلا أن نشاط الفلور السائل يحول دون استعماله .

وعند تفاعل الفلور مع الإيدروجين ، ينقسم جزىء كل منهما إلى ذرتين ، وتستمد الطاقة الكبيرة اللازمة لانطلاق الصاروخ من حرق الإيدروجين فى الفلور . وإذا أمكننا تقسيم الجزيئات بطريقة ما لنبدأ بها ، فندخل « الإيدروجين الذرى » و« الفلور الذرى » فى خزانات الوقود ، فإننا نحصل على أقوى وقود كيميائى يمكن تصوره . وليست لدينا الآن أية فكرة عامة عن إمكانية تقسيم مثل تلك الجزيئات والاحتفاظ بها مقسمة فى صورة ذرات .

وإذا مر تيار من الإيدروجين مثلاً بين شرارة كهربائية ، تتحطم الجزيئات إلى إيدروجين ذرى . ولكن سرعان ما تتحد تلك الذرات فى الحال فتتولد كميات كبيرة من الحرارة . فتصل حرارة مصابيح الإيدروجين الذرى إلى ٣٥٠٠ درجة مئوية .

ويلتصق الفلور بقوة بالذرات الأخرى حتى ليصعب على الكيميائيين فصله عن مركباته . وعندما حاول البعض نزعه من مركباته ، فسرعان ما كان يهاجم أى شىء يقابله ، ويعود إلى تكوين مركب ثانياً . واستمر هذا الوضع لمدة طويلة . وأخيراً نجح الكيميائى الفرنسى هنرى مواسان[١] سنة ١٨٨٦ فى حل هذا المشكل . فقد حلل مركباً محتوياً على الفلور تحليلاً كهربائياً باستخدام جهاز من البلاتين (والبلاتين كما تعرف هو من العناصر القليلة التى لا يتحد معها الفلور) ، وجمع الغاز الناتج فى إناء منحوت من « الفلورسبار »[٢] (وهو معدن يمكن أن تتشبع جزيئاته بكل الفلور الذى يمكنها أن تتحد به ، ويتبقى ما يزيد عن حاجتها . وينطبق نفس

---

(١) Henry Moissan

(٢) Fluorspar

الشيء على النحاس أو العناصر الأخرى المستخدمة لمثل هذه الأغراض . فيتحد الفلور مع النحاس وبذا تتكون طبقة من « فلوريد النحاس » شديدة الالتصاق به ومحيطة بكل العنصر . وعندما يتم تكوين هذه الطبقة لا يصبح للفلور أي تأثير عليها بعد ذلك) .

والفلورسبار مادة صلبة يسهل صهرها بالتسخين . وبما أن سائل الفلورسبار يتحد مع الشوائب الموجودة فى الفلزات ، لذا يستخدم فى تنقية الفلزات وينتزعها منها. وتسمى مثل هذه المواد«Flux». ونظراً لأن سائل الفلورسبار يتدفق مثل أى سائل آخر، لذا ترجع تسمية الجزء الأول من المعدن إلى الكلمة التى تعنى« يتدفق». وقد أطلقها عمال التعدين بسبب تدفقه فوق الفلز النيرنقى . وبما أن الفلورسبار هو أكثر المعادن فى العالم احتواءعلى الفلور ، فقد أطلق الكيمائيون اسماً مشابهاً على العنصر نفسه .

والفلور عنصر غير أساسى فى الحياة . ومع ذلك يوجد بكميات ضئيلة فى الجسم الحي وقد يتضح أنه على درجة من الأهمية ، فمنذ عدة سنوات لوحظ أن سكان « دف سميث كونتى » بولاية تكساس لا تتسوس أسنانهم . وقد اهتم أطباء الأسنان بهذه الظاهرة وحللوا المواد الغذائية التى يتناولونها ، فاكتشفوا أن المياه التى يشربونها تحتوى على كميات ضئيلة من « الفلوريد » حملتها من التربة ، (والفلوريدات هى مركبات من الفلور وعنصر آخر) .

وتحتوى الأسنان كذلك على كميات صغيرة من الفلوريد ، وقد بدأ الناس يتساءلون عما إذا كان الفلوريد الذى فى الأسنان هو الذى يمنع تحللها . وربما بإضافة القليل منها إلى الوجبة الغذائية تعمل على حفظ الأسنان .

وبما أن الفلوريدات سامة ، فنجد الكيميائيين وأطباء الأسنان حريصين جداً عند استعمالها فى كثير من البلدان . ثم جربت إضافة كميات ضئيلة جداً من

الفلوريد للمياه ، تبلغ حوالى أوقية واحدة لكل ٨٠٠٠ جالون من الماء وذلك فى السنوات القليلة الماضية . وهذه الكمية لا تسبب أى ضرر بل تعشم أن تكون ذات فائدة كبيرة .

ويتحد الفلور بالإيدروجين لتكوين غاز هو « فلوريد الإيدروجين » . ومن أبرز خصائص هذا المركب أنه أحد المركبات القليلة التى تتفاعل مع المركبات المحتوية على السيليكون . وينتج عن ذلك تكوين « رابع فلوريد السيليكون »، وهو غاز يتصاعد على سطح مركبات السيليكون . وبذا يتآكل السطح .

وبما أن الزجاج يحتوى على سيليكون ، فإن فلوريد الإيدروجين يتفاعل معه ويترك مكانه سطحاً خشناً مقتماً فى وقت قصير ، وقد أمكنت الاستفادة من هذه الظاهرة . ويغطى الزجاج بطبقة رقيقة من الشمع أولاً ثم تحفر على الشمع خطوط أو أرقام أو حروف حتى تصل إلى الزجاج فى هذه الأماكن ، فنلاحظ أن الزجاج المغطى بالشمع لا يتأثر بفلوريد الإيدروجين ، فى حين أن الأماكن المكشوفة من الزجاج تحفر ويصبح سطحها خشناً . ثم يبعد الزجاج عن فلوريد الإيدروجين بعد فترة وجيزة ، وينزع الشمع الذى على الزجاج ، فنجد أنه قد تكونت مساحات دائمة عليه مكونة من خطوط أو أرقام أو حروف تم حفرها على الشمع . فإذا رأيت أى علامة على الأدوات المنزلية الزجاجية فاعلم أنها تمت بهذه الطريقة .

ونظراً لصغر حجم ذرة الفلور ، فهى تحل محل ذرة الإيدروجين الصغيرة فى جزيئات الإيدروكربونات ، وتلتصق ذرة الفلور بذرة الكربون بقوة قد تفوق قوة الايدروجين . و «الفلوركربونات» الناتجة هى مواد خاملة جداً ، غير قابلة للاشتعال ولا تتأثر بالماء أوالهواء أوالمواد الكيميائية القوية (ولا حتى الفلور). وقدبدأ الكيميائيون حديثاً جداً فى دراسة قوة هذه المركبات،وهم يأملون أن

تظهر فوائدها فى القريب العاجل، وقد بدأ فعلاً استخدامها فى التشحيم و كذبيات فى حالات معينة . وهناك نوع يسمى « تفلون » اكتشفه « ديبون » وهو مكون من جزيئات كبيرة تحتوى على ذرات كربون وفلور فقط يستخدم كعوازل كهربائية .

ومن المركبات المحتوية على الفلور والتى تلفت النظر مركب يسمى «فريون» Freon وتحتوى جزيئاته على ذرة كربون وذرتى كلور وذرتى فلور ، وهو غاز يسيل عند درجة ٢٨ تحت الصفر،وهى تقريباً نفس الدرجة التى تسيل عندها الأمونيا، ويستعمل كمبرد مثل الأمونيا أيضاً ، بل ويتفوق على الأمونيا فهو غير سام وعديم الرائحة . فلو تسرب من أجهزة التبريد فلن يسبب أى أضرار ، ولن تكون له رائحة غير مريحة ، لذا يستخدم فى الثلاجات المنزلية وأجهزة التبريد . ولكن نظراً لارتفاع تكاليفه عن الأمونيا ، فلا زالت الأمونيا تستخدم فى أجهزة التبريد الصناعية .

العنصر السائل :

« البروم » هو العنصر رقم ٣٥، وهو الهالوجين الذى يلى الكلور ، وتحته فى الجدول الدورى . وهو سائل أحمر داكن ومن العناصر القليلة التى توجد على شكل سائل فى درجة الحرارة العادية . وهو يتطاير ويغلى عند ٥٩درجة مئوية ،ويتبخر ويتصاعد منه بخار ذو لون أحمر جميل . وحتى لو تركت زجاجة نصف مملوءة بالبروم فى درجة حرارة الغرفة فإن الهواء الذى يعلوه يتلون بلون أحمر نتيجة تبخر سائل البروم . ولهذه الأبخرة رائحة نفاذة وشديدة ، حتى إن إسم العنصر قد اشتق من الكلمة اليونانية التى تعنى « كريهة الرائحة » (ولكى أكون صادقاً أعترف بأن رائحة البروم لا تبدو لى كريهة مثل عشرات من المواد الكيمائية الأخرى) .

والبروم ليس نشيطاً مثل الفلور أوالكلور ، ولكن نشاطه يكفى ليسبب ضرراً

إذا ماتنفسه الإنسان أوسال على الجلد ، ولذا يجب الحرص الشديد عند استعماله . وأحياناً يذيب الكيميائيون قليلاً منه فى الماء (وهو غير سهل الذوبان مثل الكلور ولكن بعضه يذوب) وعندئذ يصبح « ماء البروم » ذا اللون الأحمر الزاهى وهو أكثر أمناً عند استعماله .

والبروم أندر من الفلور أو الكلور . بل إن الفلور الذى يوجد فى العالم يزيد عن البروم بمائة مرة ، والكلور يزيد بمائتى مرة . ويوجد البروم فى مياه البحار على شكل «بروميد» (وهو اتحاد البروم بعنصر آخر) . وكان الكيميائى « أنطوان جيروم بالارد » هو أول من اكتشفه سنة ١٩٢٦ ، وكان يدرس المواد الصلبة الموجودة فى مياه البحر بعد إزالة المواد الصلبة المعروفة . وتقل نسبة البروم عن الكلور فى البحر بشكل كبير بل إنها تبلغ جزءاً من خمسمائة ($\frac{١}{٥٠٠}$) من كمية الكلور .

ويمكن الحصول من الناحية النظرية على أى عنصر من ماء البحر ، حيث إنه يحتوى ، على الأقل على كميات ضئيلة منها جميعاً . وبما أنه توجد كميات كبيرة جداً من مياه البحار ، فإنه بالتالى يمكن تجميع تلك الكميات الضئيلة . والمشكلة هنا هى أن هذه العملية تتطلب الكثير من الوقت والمتاعب والجهود لجمع تلك الكميات الضئيلة من كل المياه مما يجعلها مرتفعة التكاليف . فهناك مثلاً ملايين الأطنان من الذهب فى البحار ، فلو حاولنا الحصول عليه من الماء بأى طريقة نعرفها لكانت التكاليف كبيرة جداً إذا ما قورنت بالحصول عليه من مناجم الذهب العادية .

والبروم هو أحد العناصر المربحة إذا استخلصناه من مياه البحار . وقد أقيمت مؤسستان على شواطىء الولايات المتحدة (إحداهما فى شمال كارولاينا ، والثانية فى تكساس) لاستخلاص البروم منهما . فيمكن الحصول على رطل من البروم من ١٨٠٠ جالون من مياه البحر العادية . أما إذا كانت المياه من بحر مغلق ، أى يتبخر ماؤه ، مثل البحر الميت ، فعندئذ تزداد نسبة البروم الذى يمكن الحصول عليه . ويمكن كذلك الحصول على البروم من الرواسب الملحية المتبقية

من تجفيف البحار . وهذا يعنى أننا لن نفتقد البروم أبداً . فكل البروم المستخلص والمستعمل يسلك طريقه مرة أخرى إلى الأرض ، ثم يذوب فى مياه الأمطار ، ويتجمع فى الأنهار ، ومنها إلى البحار مرة ثانية . وعلى ذلك تصبح البحار مصدراً دائماً له .

ويستخدم البروم أساساً فى عمل مركب عضوى يسمى «ثانى بروميد الأثيلين»(١) . ويضاف هذا المركب إلى الجازولين المحتوى على مركبات مضادة للاصطدام ، فيتحد البروم بذرات المركب المضاد ويمنعه من التجمع فى آلة السيارة ويمنع أى ضرر .

وتستخدم البروميدات أحياناً فى صناعة الأدوية مثل « المسكنات » . فهي تهدىء الأعصاب المتعبة وتستخدم فى حالات الهستريا فتجعل الإنسان خاملاً وهادئاً وأميل إلى النوم . أما إذا تعاطى الإنسان كميات كبيرة منها وعلى فترة طويلة فإن تعاطيه لها يصبح عادة ضارة . ولا يجب استعمالها إلا تحت إشراف طبيب . وبهذه المناسبة يطلق تعبير « بروميد » على الأشخاص المملين أو الحالات المملة ، لأنها أيضاً تجعل الإنسان خاملاً وهادئاً ويميل إلى النوم .

التغييرات فى مياه الشرب :

« اليود » من أثقل الهالوجينات ، وهو العنصر رقم ٥٣ ، وهو جسم صلب رمادى مائل للسواد ، يتسامى بتسخينه عند ١٨٥ درجة مئوية ويتحول إلى بخار لونه بنفسجى جميل . والإسم مشتق من الكلمة اليونانية التى تعنى « بنفسج » .

واليود هو أقل الهالوجينات نشاطاً ، ومع ذلك فهو يكفى لقتل البكتريا . وبالإضافة إلى هذا فهو الهالوجين الذى يوضع مباشرة على الجروح . ويذاب لهذا الغرض فى مخلوط من الماء والكحول (لأنه يذوب بقلة فى الماء بمفرده) . والمحلول الناتج لونه بنى يميل للاحمرار . ويطلق الصيادلة على محاليل المواد الكيمائية فى الكحول

(١) Ethylene Dibromide

اسم « صبغة » ، وعلى ذلك فإن ما نشتريه من الصيدليات هو « صبغة اليود ». ويبلغ أكبر تركيز لهذه الصبغة عادة ٧ ٪ من اليود . (ويحتوي أيضاً على « يوديد » ، وهو مركب من اليود وعنصر آخر ليسهل ذوبان اليود) .

ويوضع اليود ، كما نعلم ، على الجروح الصغيرة والخدوش لقتل البكتريا وتقليل أخطار العدوى. فهو مطهر ويقتل الجراثيم . فإذا ما وضع على الجرح سرعان ما يتسامى تدريجياً مبتدأ عن سطح الجلد ، أما إذا ضمد الجرح فإن التسامى يبطؤ ، وقد يبقى اليود على الجروح لمدة طويلة مما يسبب أضراراً بالأنسجة . لذا فمن المستحسن عدم تضميد الجرح برباط إذا ما وضع عليه اليود . أما إذا كان من الضروري تضميد الجرح فيستبدل بمطهر آخر .

ويعتبر « اليودوفورم » (وهو مركب يحتوى على اليود) مطهراً أيضاً . ويحتوى الجزىء منه على ذرة من الكربون وذرة من الإيدروجين وثلاث ذرات من اليود (فهل لاحظت التشابه بينه وبين الكلوروفورم السابق شرحه ؟). وهو مادة صلبة لونها أصفر ويرش مسحوقه على الجروح . وعندما يقول بعض الناس إن بعض الأشياء لها رائحة « تشبه رائحة عيادة الطبيب » فإنهم يعنون رائحة اليودوفورم . ويقل استعماله الآن بسبب هذه الرائحة .

واليود مهم جداً لحياة الإنسان بكميات ضئيلة جداً . فيحتوى جسم الإنسان على $\frac{1}{600}$ من الأوقية من اليود . ويتركز ثلث هذه الكمية فى كتلة من الأنسجة تعرف باسم « الغدة الدرقية » ، وهى قريبة من تفاحة آدم . وتعمل هذه الغدة على تنظيم إحراق الجسم للمواد الغذائية للحصول على الطاقة . وهى تعمل هذا بواسطة مركبات محتوية على اليود وتسمى « اليودوثيرونين » . وإذا قلت كمية اليود تتورم الغدة أحياناً وتكون إنبعاجاً لا يرى بسهولة ويسمى « الجويتر » goiter.

وقد تعتقد أنه لا خطورة تذكر من فقد اليود، بما أن الجسم لا يحتاج إلا لكمية ضئيلة منه . ولكن اليود عنصر قليل الانتشار ، فهناك أماكن يقل وجود اليود فى تربتها ، وعلى ذلك يقل اليود فى النباتات التى تنمو فى هذه الأماكن ، وكذا الحيوانات التى تتغذى عليها أو على بعضها . وفى مثل هذه الأماكن يكثر انتشار الجويتر (أو كان منتشراً) .

والآن وقد عرف سبب الجويتر ، تضاف كميات صغيرة من اليود إلى مياه الشرب وتوضع تحت إشراف دائم . وهناك طريقة أخرى للاهتمام باحتياجات الإنسان من اليود ، وذلك بإضافة كميات صغيرة منه إلى ملح الطعام . ويستعمل كثير منا هذا الملح المضاف إليه اليود . ويمكننا أن نشم رائحته إذا ما قربنا فوهة الإناء المحتوى على الملح باليود إلى أنوفنا .

ويقل اليود عن البروم فى مياه البحار ، فتوجد حوالى أوقية واحدة منه فى مليونى جالون من ماء البحر . ولذا يصعب جداً استخلاصه من كل هذه الكمية من الماء ، ويصبح مرتفع التكاليف . ومن حسن الحظ أن بعض أنواع الأحياء المائية تجمع وتخزن ذرات اليود لاحتياج أجسامها إليه فى بنائها الكيميائى . ومن أمثلتها أعشاب البحر والإسفنج . وتحتوى أعشاب البحر المجففة kelp على اثنى عشر رطلا من اليود فى كل طن منها . وتعتبر هذه الكمية أكبر ما يمكن الحصول عليه من مياه البحر . ويعتبر الكيميائى الفرنسى « برنار كورتوا » أول من اكتشف اليود سنة ١٨١١ أثناء دراساته على أعشاب البحر .

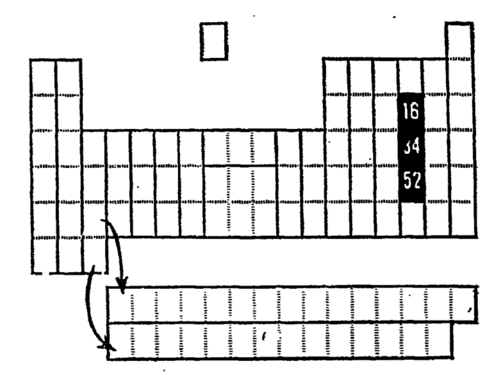
ونادراً ما يشكو من يسكنون بالقرب من البحر من أى متاعب من الجويتر أو نقص اليود . فهم أولا يأكلون كمية معينة من أطعمة البحار التى تحتوى على كمية كافية من اليود تكفى لحاجة الجسم ، وثانياً ترسب أمواج المحيط التى تنساب على الأرض كمية كافية من اليود تكفى لاحتياجات النباتات الأرضية .

ويمكن الحصول كذلك على اليود من الرواسب الملحية التى تتكون بعد جفاف البحار ، فتحتوى رواسب النترات فى شيلى ، والتى سبق ذكرها ، على كميات فائقة من اليود . وأحياناً توجـد المياه المحتوية على اليود بالقرب من آبار البترول .

ومن المدهشات المخيفة وجود « ثالث يوديد النيتروجين » (ويحتوى الجزىء منه على ذرة من النيتروجين وثلاث ذرات من اليود) وهى مادة لونها أسود بنى . وهى من أشد المواد المفرقعة ، بل إن مجرد أى طرقة رقيقة بطرف ريشة طائر قد تؤدى إلى انفجار بلورة ثالث يوديد النيتروجين بفرقعة شديدة . ولكن ثالث كلوريد النيتروجين (بإحلال ثلاث ذرات كلور محل اليود) ليست له هذه الحساسية ، ومع ذلك فقد يسبب مآسى عنيفة . وبالرغم من صفاته المفجرة فقد كانت كميات ضئيلة منه تستخدم فى تبييض الدقيق .

الفصل الثامن

الكبريت
العنصر الأصفر



الغاز و كبريت العمود :

لا بد أننا نعرف جميعاً العنصر رقم ١٦ جيد المعرفة . لقد عرفته الإنسانية منذ قديم الأزل ، ولكنه لم يعرف كعنصر إلا سنة ١٧٧٧ . وقد اكتشفه « لافوازييه » كما اكتشف الأكسجين والإيدروجين والنيتروجين كما ذكرت سابقاً . ولا نعرف أصل كلمة « كبريت » : فقد كان الرومان يطلقون عليه اسم « ثيون » theion ، ولذلك لا زلنا نجد فى بعض المركبات المحتوية على الكبريت مقطع « ثيو » فى أسمائها الكيميائية .

ويوجد الكبريت تحت الأكسيجين مباشرة فى الجدول الدورى . وذرات الكبريت تتشابه فى نواح كثيرة مع ذرة الأكسيجين . ومع ذلك لو نظرنا إلى العنصرين لما وجدنا أى تشابه بينهما . فالأكسيجين غاز عديم اللون ، والكبريت جسم صلب لونه أصفر زاه .

ويوجد الكبريت على أشكال متآصلة متعددة : مثال ذلك إذا صب مصهور الكبريت فى ماء بارد تتكون خيوط بنية من مادة مطاطة . وهذه المادة تسمى « الكبريت الرخو » . وإذا تركت لمدة فإنها تتحول ببطء إلى الشكل الأصفر الهش السابق .

ويطلق على الأكسيجين والكبريت وعناصر أخرى من نفس المجموعة اسم «الكالسوجينات» . وهذا الاسم مشتق من الكلمات اليونانية التى تعنى « المنتجة للمواد الخام » . ويرجع هذا إلى أن الخامات (المعادن الموجودة فى الطبيعة والتى نحصل منها على فلزات مثل الألومنيوم والحديد والنحاس) ماهى إلا مركبات من هذه الفلزات إما مع الأكسيجين أو الكبريت .

وتوجد رواسب من الكبريت النقى تقريباً تحت الأرض فى صقلية ولويزيانا وتكساس . وأحسن طريقة لرفع الكبريت إلى السطح هى صهره أولاً . فتحفر فى هذه البلاد أنابيب عميقة تصل إلى طبقة الكبريت التى تحت الأرض وتصب فيها مياه ساخنة.ويغلى الماء عادة عند ١٠٠ درجة مئوية،وهذهالدرجة ليست كافية لصهر الكبريت . فهو ينصهر عند ١١٣ درجة مئوية . ولذا تدفع المياه المغلية تحت ضغط مرتفع . وهذا الارتفاع فى الضغط يرفع من درجة الحرارة بما يكفى لصهر الكبريت . ويسحب مصهور الكبريت من أنبوبة أخرى . وتسمى هذه العملية « بطريقة فراش » نسبة لاسم مكتشفها .

ويرى الكبريت عادة على أحد شكلين.فإذا غلى سائل الكبريت وتقابل بخاره

بسطح بارد تكون مسحوق أصفر دقيق يعرف باسم « زهر الكبريت». أما إذا برد سائل الكبريت على شكل قوالب صلبة فيعرف عادة باسم « كبريت العمود » .
ويتحد الكبريت بالمناطق السفلى فى شكل آخر . وهو يكون ٠٣ر ٪ فقط من القشرة الأرضية ، ولكن تزداد نسبته بشكل أكبر فى تركيب الطبقات السفلى من الأرض . وتقدر نسبة الكبريت فى كل الأرض (وليست القشرة الأرضية فقط) بثلاثة في المائة .

وقد تكون على معرفة « بكبريت العمود » فى مناسبة غير سارة على كل حال . وهذا يرجع لشهرة رائحته الكريهة جداً ، وبعض هذه الشهرة سليم وليس كلها . فعندما يحترق الكبريت فى الهواء بلهب أزرق فإنه يتحد مع الأكسيجين ليكون جزيئات من ثانى « أكسيد الكبريت » . وتحتوى هذه الجزيئات على ذرة من الكبريت وذرتين من الأكسيجين . وثانى أكسيد الكبريت غاز له رائحة خانقة . وقد تعود بعض الناس عمل شموع من الكبريت ثم إشعالها فى حجرات مقفلة يقطنها مرضى ، كنوع من المطهرات . (ولدينا الآن الكثير من المطهرات الجيدة ، ولا يحتاج الأمر لحرق شموع الكبريت بعد ذلك) . وترجع معرفة الناس « برائحة الكبريت الكريهة » لهذا السبب ، أو بالدقة لرائحة ثانى أكسيد الكبريت ، لأن الكبريت فى حد ذاته عديم الرائحة .

وتتصاعد أبخرة ثانى أكسيد الكبريت أحياناً من الشقوق الموجودة فى الأرض فى المناطق البركانية . ففى صقلية مثلا ، توجد بعض الأماكن التى تصل حرارة البراكين فيها لدرجة أنها تحرق الكبريت ببطء تحت الأرض وتكون ثانى أكسيد الكبريت . ويلاحظ الناس هذه الرائحة ، وأنها صادرة من تحت الأرض ، ويتعرفون على اللهب الأزرق الناجم من حرق الكبريت ، ويجزم البعض بأن الجحيم الملتهب في باطن الأرض هو نتيجة احتراق الكبريت .

ولهذا السبب تقرن « رائحة الكبريت » بالشياطين ، ويطلق على المبشرين الذين يهددون أتباعهم برعب الجحيم أنهم يعظون « بالنار وكبريت العمود » .

الروائح الكيميائية :

كثير من المركبات المحتوية على الكبريت ، غير ثانى أكسيد الكبريت ، لها رائحة قوية كريهة . وتحتوى المواد التى تعطى للبصل والثوم رائحتهما وطعمهما على ذرات كبريت . (وقد تكون مقبولة أو مكروهة تبعاً لما لو أكلناها نحن أو شممناها من أنفاس الآخرين) . وينطبق نفس الشىء على رائحة وطعم المادة الموجودة فى المستردة والفجل .

وهناك مجموعة من مركبات الكبريت لها رائحة كريهة بشكل خاص وتسمى « ميركابتان » mercaptan .

أما أسوأ غاز سام استعمل فى الحرب العالمية الأولى فهو غاز المستردة . وهو مركب له رائحة الثوم ، وهو سائل وليس غازاً فى درجة الحرارة العادية ولكنه يتبخر بسهولة . وأبخرته ثقيلة وتعلق بأى جسم يتناثر فوق السائل . والغاز يسمم كل من يتنفسه ، أما إذا لامس السائل الجلد فيسبب تقيحاً يندمل ببطء .

وأعتقد أنك اقتنعت الآن بأن الكبريت يستحق كل التقولات السيئة التى قيلت عنه . ومع ذلك توجد ذرات الكبريت فى كثير من الصبغات المفيدة ، ومستحضرات السلفا الطبية ، وفى تركيب البنسلين ، وفى نوعين على الأقل من الفيتامينات . والواقع إن لذرات الكبريت أهمية فى الحياة إذ تحتوى كل الأنسجة الحية على مركبات الكبريت .

ومن حسن الحظ أن المركبات المحتوية على كبريت فى أجسامنا ليس لها أى رائحة . ومع ذلك تصدر عنها رائحة تحت ظروف معينة ، ويحتوى الجلد والشعر

والريش على الكثير من هذه المركبات . وتتصاعد عند حرقها رائحة كريهة يصفها معظم الناس بأنها « رائحة الريش المحروق » . وينطبق نفس الشيء على الشعر . فإذا أمكنك الاستغناء عن خصلة صغيرة من الشعر فاحرقها وشم رائحتها .

وكذلك البيض غني بمركبات الكبريت . فعندما تفسد البيضة ، تتحلل هذه المركبات إلى جزيئات أبسط . وتحتوى بعض هذه الجزيئات على ذرتين من الإيدروجين وذرة كبريت فقط . وتعرف باسم « كبريتيد الإيدروجين » . وهو غاز ذو رائحة كريهة جداً . ويطلق عليه معظم الناس « رائحة البيض الفاسد » .

وبالرغم من رائحة كبريتيد الإيدروجين ، فإنه من المواد الكيميائية ذات الأهمية الكبرى — ويذاب فى الماء لسهولة استعماله ، وعندئذ يمكنه أن يتحد بأعداد كبيرة من أنواع الذرات المختلفة ليكون « الكبريتيدات » . وتختلف تفاعلات الكبريتيدات : فبعضها يذوب فى الماء وبعضها لا يذوب . وبعضها يذوب فى الأحماض القوية والآخر لايذوب . وإذا أضيف كبريتيد الإيدروجين إلى أى مادة كيميائية مجهولة ودرست خصائص الكبريتيد الناتج ، فإنه يمكننا فى الغالب معرفة نوع الذرات الموجودة فى المادة المجهولة : وهذا مثل من « التحليل الكيميائى » .

وتعمل كثير من المعاهد العليا والدراسات الكيميائية بالكليات على تدريس التحليل الكيميائى ، وغالباً ما تنتشر فى المعامل رائحة كبريتيد الإيدروجين . وعندما يتحدث الناس عن رائحة المعامل الكيميائية فهم يشيرون غالباً إلى كبريتيد الإيدروجين .

وكبريتيد الإيدروجين سام ، بل ويفوق أول أكسيد الكربون من هذه الناحية . ومع ذلك فهو ليس أخطر من أول أكسيد الكربون بسبب رائحته ،

التي لا يمكن احتمالها إذا ما وجدت في الجو بكمية كافية تسبب أى ضرر ، فسرعان ما يفتح الناس النوافذ أو يتركون المكان في الحال . ويضاف كبريتيد الإيدروجين عن عمد إلى غاز الطهو ، حتى إذا ما تسرب من الأنابيب أمكن شم رائحته في الحال . وبذا تقل فرص تسرب أول أكسيد الكربون عديم الرائحة . وتضاف مركبات الميركابتان إلى الغاز لشدة نفاذ رائحتها .

الجانب المفيد من كبريت العمود :

من الأشياء التي تدعو إلى العجب في الكيمياء أنه يمكن الاستفادة من أى مادة ، مهما بدت رائحتها كريهة ، فمثلا لا يمكن صنع المطاط الجيد بدون الكبريت . وكان « تشارلز ماكينتوش » الإسكتلندى أول من غطى الأقمشة بالمطاط ليجعلها غير قابلة للبلل (يطلق حتى الآن على المعاطف التي تلبس أثناء الأمطار اسم ماكينتوش) . وقد نجح في هذا فعلا ولكنها لم تكن مريحة في لبسها ، لأنها تصبح جافة جداً في الجو البارد ولزجة في الجو الحار .

وحدث في عام ١٨٣٩ أن سكب شاب أمريكى يدعى « تشارلز جوديير » بدون قصد خليطاً من المطاط والكبريت على فرن ساخن . وعندما نزع الكتلة التي تكونت بعدئذ وجد أن المطاط أصبح أكثر سهولة في فرده وقصه من قبل، وأنه بقى جافاً ومرناً على مدى درجات الحرارة . وبذا اكتشف طريقة جلفنة المطاط .

ويضاف الكبريت كذلك إلى الكربون وملح البارود لعمل « البارود » . ونتساءل أحياناً هل هذا استعمال « نافع » ؟ ولكن من المؤكد أنه هام .

ويستعمل ثانى أكسيد الكبريت، هذا الغاز المثير للكحة ،المسبب للالتهابات، في قصر الألوان . فهو يقصر ألوان المواد التي تتلف باستعمال الكلور . ويستخدم

لعقد ألوان الأقمشة الحريرية والصوفية والقبعات المصنوعة من القش والريش . وهو يسيل بسهولة ويستخدم فى التبريد مثل الأمونيا . ويستخدم بكميات وافرة فى صناعة الورق. ويصنع الورق من الخشب المهروس. وأهم وأفيد جزء فى الخشب هو السيليلوز، وهو موجود فى الأنسجة التى تلتحم ببعضها بمادة لزجة تعرف باسم «لجنين» lignin . ويذوب ثانى أكسيد الكبريت فى الماء مكوناً كبريتيتات، وهى بدورها بإضافتها إلى الخشب المهروس تذيب اللجنين ، تاركة أنسجة السليلوز التى يمكن ضغطها تحت ظروف معينة إلى شرائح رقيقة من الورق .

ويتحد جزىء ثانى أكسيد الكبريت بذرة أكسيجين ليكون « ثالث أكسيد الكبريت » ، الذى يذوب فى الماء ، ويتحد بجزىء منه ليكون حامض الكبريتيك . ويحتوى جزىء حامض الكبريتيك على ٧ ذرات : ذرتين من الإيدروجين وذرة كبريت وأربع ذرات من الأكسيجين .

وحامض الكبريتيك حامض قوى ، وهو أهم وأرخص كل الأحماض. ويمكن قياس تقدم الصناعة فى أى بلد بكمية حامض الكبريتيك التى تستهلكها فى العام .

ويتحد حامض الكبريتيك بجزيئات الماء بشراهة ، وترتفع درجة الحرارة نتيجة لذلك . ولهذه العملية خطورتها حيث أنه كثيراً ما نحتاج « لتخفيض » حامض الكبريتيك فى المعامل الكيميائية ، أى إضافة الماء إليه لتقليل قوته . فإذا تمت هذه العملية بسرعة فقد تسبب الحرارة الناتجة غليان المخلوط وتناثره . وقد تتسبب فى حرق الكيميائيين أو تفقدهم بصرهم . لذا يجب الاحتراس الشديد عند استعمال حامض الكبريتيك .

ونظراً لميل حامض الكبريتيك للاتحاد بالماء (المكون من الإيدروجين والأكسيجين كما تعلم) ، فإنه ينتزع ذرات الإيدروجين والأكسيجين من الجزيئات

الأخرى . لذا سرعان ما نرى قطعة سكر تتفحم وتتحول إلى مادة هشة إذا وضعت في حامض الكبريتيك . وكذا يتفحم الخشب ببطء . وإذا وقعت نقطة من الحامض على الورق أو الملابس فسرعان ما تثقبها وتسبب حرقاً سيئاً إذا ما وصلت إلى الجلد .

وحامض الكبريتيك من أهم المواد الكيميائية المعروفة . ولا يمكن أن تستمر مدنيتنا الصناعية الحديثة بدونه . وهو يستخدم في تنقية الفلزات والبترول وفي طلاء المعادن وفي صناعة أسلاك الصلب والكثير من المواد الكيميائية المختلفة وفي آلاف من الاستخدامات الأخرى .

الأبواب الأوتوماتيكية:

يوجد عنصران مشابهان للكبريت في الجدول الدوري . أثقلهما هو العنصر رقم ٥٢، وقد أجرى الكيميائي الألماني « مارش هنريش كلابورت » أبحاثه عليه سنة ١٧٩٨ وأسماه « تلوريوم »[١] . وهو اسم آلهة الأرض عند الرومان . وكان الكيميائي النمساوي « فرانز جوزيف مولر » قد اكتشفه سنه ١٧٨٢ .

وعندما اكتشف « برزيليوس » (الذي أشرت إليه عند الحديث عن السيليكون) العنصر رقم ٣٤ في عام ١٨١٧ أدرك أنه يشبه التلوريوم ولذا أسماه « سيلينيوم »[٢] على اسم آلهة القمر عند اليونانيين : الأرض والقمر .. وهذا يدل على أن للكيميائيين جوانبهم الشاعرية .

ويكون السيلينيوم والتلوريوم مركبات مشابهة لما يكونه الكبريت . فتتحد

١— Tellurium
٢— Selenium

مثلاً ذرة سيلينيوم مع ذرتين من الإيدروجين لتكوين سيلينيد الإيدروجين ، وهو أسوأ رائحة من كبريتيد الإيدروجين ، وهى تشبه رائحة الفجل العطب . أما « تلوريد الإيدروجين » فرائحته أسوأ الثلاثة ، وهو يشبه رائحة الثوم العطب . أما الكيميائيون الذين تتاح لهم فرصة العمل على التلوريوم فإن أجسامهم تمتص كميات ضئيلة منه ولكنها كافية لتجعل أنفاسهم لها نفس الرائحة ، وهذا مايجعلهم منفرين فى الأوساط الاجتماعية طالما بقيت فى أجسامهم . ومع ذلك ينتج من إضافة كميات صغيرة من التلوريوم إلى بعض العناصر الأخرى صفات أخرى محببة تجعل الكيميائيين يواصلون أبحاثهم على المادة .

وتوجد فى تربة بعض الأماكن فى غرب الولايات المتحدة نسبة من السيلينيوم أكثر من المعتاد . وتمتص النباتات التى تنمو فى مثل هذه التربة السيلينيوم .ويلاحظ عندئذ أنه عند تكوين المواد التى يفترض وجود الكبريت فيها تحل ذرات السيلينيوم محل الكبريت . ومثل هذه النباتات الغنية بالسيلينيوم سامة ، وتقتل الحيوانات التى ترعى عليها . ويطلق على هذه النباتات بشكل عام « لوكوويد » locoweed .

والسيلينيوم فوائده رغم رائحته الكريهة التى تفوق الكبريت : فلو أضيف جزء من السيلينيوم إلى مصهور الزجاج ، فإنه يضفى عليه لوناً قرنفلياً يتعادل مع لون الزجاج الأخضر الطبيعى . ويبدو الزجاج أكثر وضوحاً وشفافية . أما إذا زادت كمية السيلينيوم، فيتحول لون الزجاج إلى أحمر غامق يستعمل فى مصابيح إشارات المرور .

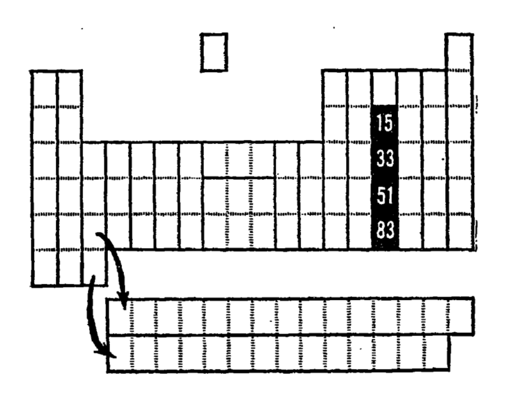
والسيلينيوم جيد التوصيل للكهرباء بشكل واضح . وقد اكتشف « دلواى سميث » أن السيلينيوم ردىء التوصيل للكهرباء ليلاً ، وجيد التوصيل فى الضوء . وهذا مثل للاكتشافات الهامة التى أمكن التوصل إليها بمحض الصدفة مثل جلفنة المطاط . وقد أمكن الاستفادة من هذه الخاصية فى عمل الأبواب الأوتوماتيكية والعجائب الأخرى .

فتطلى المادة الموجودة فى « الخلية الكهروضوئية » بالسيلينيوم ، وتثبت هذه الخلية على قائم فى مواجهة الباب المتأرجح . وعلى قائم آخر مواجه يوجد مصباح يلقى حزمة من الأضواء على الخلية الكهروضوئية . فطالما كان السيلينيوم فى مواجهة الضوء سرت الكهرباء وبقى الباب مغلقاً . ولكن إذا مر شخص ما بين القائمين ، فإن جسمه يحجز الضوء ويقف فى مسار الأشعة الضوئية ، وتبقى الخلية الكهروضوئية فى الظلام لمدة ما ، فيتوقف سريان الكهرباء فى السيلينيوم ، ويقطع التيار الكهربائى ، فينفتح الباب فى نفس الوقت الذى يمر خلاله الإنسان . وتستخدم هذه الخلية فى التحذير من اللصوص وفى وقف بعض الأجهزة ، وآلاف الأعمال الأخرى بنفس الطريقة .

الفصل التاسع

الفوسفور

العنصر المضيء



أنواع مختلفة من الثقاب :

فى عام ١٦٦٩ كان الكيميائى الألمانى « هنج براند » منكباً على دراسة البول . وقد سخنه حتى تبخر كل مائه . وعندما حلل المواد الصلبة المتبقية اكتشفه عنصراً جديداً رقم ١٥ .

وهذا العنصر هو مادة رخوة بيضاء شمعية تحترق ببطء عند درجة الحرارة العادية

بتعريضها للجو وبلهب أخضر براق . وقد أطلق « براند » على هذا العنصر الجديد اسم « فوسفور » نظراً لهذا البريق . وترجم هذه التسمية إلى الكلمات اليونانية التى تعنى « أنا أحمل الضوء » .

وكان أول استخدام لهذا الفوسفور فى عمل الثقاب ، لأنه سهل الاشتعال ، ولكن لسوء الحظ فإن الفوسفور — بهذا الشكل (المسمى الفوسفور الأبيض) سام جداً . ولا يتمالك عمال مصانع الثقاب إلا أن يتنفسوا القليل من أبخرة الفوسفور ، التى تستقر فى عظامهم ، وتسبب لهم خسائر لا يمكن الشفاء منها . واستنشاق $\frac{1}{3}$ من الأوقية من الفوسفور الأبيض تكفى للقضاء على الإنسان . لذا أصبح من لواجب تحريم استعمال الفوسفور الأبيض .

ومن حسن الحظ أن هناك أنواعاً أخرى متآصلة من الفوسفور . فلو سخن الفوسفور الأبيض لعدة ساعات عند ٢٥٠ درجة مئوية فإنه يتحول إلى « الفوسفور الأحمر » ، بشرط أن يكون التسخين بمعزل عن الأكسيجين (حتى لا يحترق). وقد تم اكتشاف هذه الطريقة فى سنة ١٨٤٥ . ويختلف هذان النوعان من الفوسفور لا فى اللون فحسب ولكن فى صفات أخرى . وينصهر الفوسفور الأبيض عند ٤٤ درجة مئوية ولكن لا ينصهر الفوسفور الأحمر إلا إذا وصل إلى حوالى ٦٠٠ درجة مئوية . والفوسفور الأحمر أقل نشاطاً من الأبيض ، فهو لا يلمع ولا يحترق بسهولة ، وتأثيره السام أقل بكثير من الفوسفور الأبيض وليس خطيراً عند استعماله .

ولا زال الثقاب الحديث يعتمد على الفوسفور بطريقة أو أخرى . ويحتوى الثقاب العادى ، الذى يشتعل باحتكاكه بجسم خشن ، على « ثالث كبريتيد الفوسفور » فى رأس العود . (وتحتوى جزيئات هذا المركب على أربع ذرات من الفوسفور وثلاث ذرات من الكبريت) .

وثالث كبريتيد الفوسفور ليس ساماً بشكل خاص ، ويسهل إشعاله. وتكفى الحرارة الناتجة من احتكاك الثقاب بجسم خشن لإشعاله وإحراق الجزء الخشبى من العود . وتضاف أيضاً مركبات معينة يتصاعد منها أكسيجين عند تسخينها ، وذلك لضمان إشعال الثقاب . ويحترق ثالث كبريتيد الفوسفور فى وجود الأكسيجين بشدة . ويمكنك ملاحظة هذا بنفسك عندما تحك عود الثقاب .

ولا تحتوى عيدان ثقاب الأمن على أى مركبات فوسفورية فى رءوسها ، ولا تشتعل عند حكها بسطح عادى . أما شريط الاحتكاك الموجود فى مشط الكبريت فهو يحتوى على فوسفور أحمر . وإذا حك عود من ثقاب الأمن على هذا الشريط يتطاير الشرر من الفوسفور الأحمر وتكفى حرارة الشرر لإشعال الثقاب .

وعندما يحترق الفوسفور يتكون « خامس أكسيد الفوسفور » . وهو مادة صلبة بيضاء . ويتكون الجزىء منها من ذرتين من الفوسفور وخمس ذرات من الأكسيجين . وخامس أكسيد الفوسفور ، مثله كمثل السيليكا الهلامية (السابق ذكرها) ، مادة مجففة ، فهو يمتص بخار الماء من الجو ويتركه جافاً تماماً . بل إن قوته فى هذا المجال لتزيد عن السيليكا الهلامية، بل إنه أقوى المجففات المعروفة جميعاً. ولكن يصعب اشتعاله ، فإذا أهملت ملاحظته طول الوقت فإنه يمتص من الماء المحيط به ما يجعله صمغى القوام ويفقد قيمته قبل أن تدركه .

وعندما يتحد خامس أكسيد الفوسفور بالماء فإنه يكون «حامض الفوسفوريك». وهو حامض متوسط القوة ويمكن الحصول عليه بكميات أوفى من الأحماض الأخرى فيما عدا حامض الكبريتيك . ويتحد حامض الفوسفوريك بأنواع مختلفة من الذرات مكوناً « الفوسفات » .

اللحم والعظم :

إن حقيقة اكتشاف الفوسفور فى البول أولاً تدلك على أنه يوجد فى المواد الحية . والفوسفور هو من العناصر الأخرى الضرورية للحياة . ويوجد فى الأجسام على شكل فوسفات . وتتكون عظام الكائنات الحية والحيوانات العظمية الأخرى، من الفيل حتى السمك ، من فوسفات أساساً . وتشبه فوسفات العظام فى تركيبها بنوع معروف من الصخور يسمى « إيدروكسيد الأبتيت » وقد تؤخذ بهذا التشابه بين العظام والصخور ، ولكنها الحقيقة . وإنى أشير هنا بالطبع إلى الجزء الصلب من العظام أى الجزء « المعدنى » . فتحتوى العظام زيادة على هذا على جزيئات عضوية معقدة ، على حين أنها لا توجد فى الصخور . والجزيئات العضوية هى التى تجعل العظام صلبة ومرنة وتمكنها من احتمال الضربات التى قد تفتتها لو كانت مكونة من فوسفات فقط . وتقل كمية الجزء العضوى كلما كبر سن الإنسان وتزداد كمية الفوسفات . وهذا يفسر لماذا نجد عظام المسنين هشة وقابلة للكسر أكثر من عظام صغار السن .

وتوجد كميات معقولة من الفوسفات فى الأنسجة الرخوة أيضاً . فعندما يحرق الجسم المواد الغذائية للحصول على الطاقة فإنه يخزنها على شكل فوسفات خاصة تسمى « الفوسفات ذات الطاقة المرتفعة » . وتتفتت بسهولة هذه « الفوسفات ذات الطاقة المرتفعة » ، وتطلق الطاقة التى كانت مخزونة بها . وعندما يحتاج الجسم لبعض الطاقة (إذا تقلصت عضلة أو عند إرسال أى إشارة خلال العصب أو لبناء جزىء معقد من جزيئات بسيطة فإنه يحطم بعض هذه « الفوسفات المرتفعة الطاقة » .

وبما أن النباتات تحتاج للفوسفات أيضاً مثل باقى الكائنات الحية ، فنجد أن السماد يحتوى على الفوسفات . ويسمى أحد أنواع السماد الهامة والمفيدة « بالسوبر

فوسفات » — ويمكن استخدام العظام الموجودة فى الأرض كمخصبات لأنها تحتوى على الفوسفات أيضاً .

ولعلنا نذكر أن النبات الذى يتحلل تحت الماء ينتج غاز الميثان، وكذلك يتصاعد الفوسفور الذى فى أنسجته على شكل « فوسفين » : وهو غاز سام ذو رائحة كريهة ، وتتكون جزيئاته من ذرة فوسفور وثلاث ذرات من الإيدروجين . ويحترق « الفوسفين » فى الهواء فى درجة الحرارة العادية . ونرى أحياناً لهب الفوسفين المحترق الخافت فى الهواء فوق المستنقعات . وقد ترجع هذه الظاهرة أسطورة « سراب المستنقعات » : فقد يظن من يفقدون طريقهم فى أراضى المستنقعات عندما يرون هذا اللهب ، أنه إنسان يحمل مصباحاً أو ضوءاً صادراً من نافذة منزل ، فيتوجهون إليه مستبشرين ، ولكن سرعان ما يخيب ظنهم .

ويوجد الفوسفات كذلك فى فضلات الحيوانات ، كما يوجد على الجزر المتناثرة على ساحل بيرو بكميات كبيرة فى رواسب هذه الفضلات والمسماة « جوانو » ، التى نتجت من أسراب الطيور الرحل التى أقامت هناك منذ العصور الطويلة . ولهذا السبب فالجوانو سماد مفيد جداً .

وهناك مجموعة جديدة من مركبات الفوسفور احتلت حديثاً مكان الصدارة فى الصحافة ، ألا وهى المسماة « بغازات الأعصاب » . وتؤثر هذه المركبات على بعض كيميائيات الجسم التى تدفع الأعصاب للعمل . فإذا ما تنفس الإنسان هذه الغازات شلت تماماً كل أعصاب جسمه ، وبالتالى تقف كل أعمال الجسم ، حيث أن عضلاته لا يمكن أن تعمل دون أن تصلها « رسائل » الأعصاب . ويؤدى ذلك إلى الموت فى دقائق معدودة . (فيمكنك أن تتخيل ماذا يحدث لمدينة حديثة إذا ما توقفت

فجأة كل أسلاكها الكهربائية) . إن هذه الغازات لتسبب موتاً أبشع من أى غاز سام استعمل فى الحرب العالمية الأولى . وإننى لأتمنى ألا تتاح أى فرصة لاستخدامها . .

السم المفضل :

يوجد عنصر الزرنيخ رقم ٣٣ تحت الفوسفور مباشرة فى الجدول الدورى . وقد اكتشف هذا العنصر سنة ١٧٣٣ وإن كان معروفاً بشكل أو آخر منذ أقدم العصور. وقد اشتق اسمه من الإسم اليونانى لمعدن أصفر مركب من الزرنيخ والكبريت . ومع أن الزرنيخ من العناصر غير المعروفة ، إلا أنه من أكثرها انتشاراً . فمن المشاكل التى تواجهنا عند تحضير أى فلز من خامات ، هى كيفية التخلص من الكميات الصغيرة من الزرنيخ التى توجد معه .

وإذا ذكرت لفظ زرنيخ لأى إنسان عادى ، فسيتبادر إلى ذهنه فى الحال « التسمم » — فإنه بدون شك السم المفضل لدى الكثير من كتاب القصص البوليسية . والشىء المضحك أن « الزرنيخ » المستعمل فى التسمم سواء فى الحقيقة أو (على أوسع نطاق) فى القصص البوليسية ليس هو عنصر الزرنيخ ، لأنه غير سام بشكل خاص ، ولكن يستعمل بدلاً منه مركب للزرنيخ هو « ثالث أكسيد الزرنيخ » وتتكون جزيئاته من ذرتين من الزرنيخ وثلاث ذرات من الأكسيجين . وتكفى $\frac{1}{200}$ من الأوقية منه لقتل الإنسان فى الحال .

ومن الممكن التعود على الزرنيخ بتناول كميات من الزرنيخ أكثر من الجرعة التى تميت الإنسان العادى دون أن تؤثر فيه . وقد حاول أحد الملوك القدماء والمسمى

« ميثريدينس ملك الأنباط » أن يحصن نفسه ضد كل أنواع السموم المعروفة ، وذلك بتناول كميات صغيرة منها على فترات . وبالطبع لا تصلح هذه الطريقة بالنسبة لكل السموم ، ولكنها تنفع فقط بالنسبة للزرنيخ .

وللكشف عن وجود الزرنيخ فى جسم ميت يؤخذ جزء من الأنسجة ويضاف مخلوط من حامض وفلز ، فيتفاعل الحامض والفلز مع بعضهما ، ويتصاعد غاز الإيدروجين ، وفى نفس الوقت فإن الحامض والإيدروجين يؤثران على الزرنيخ (إذا كان موجوداً) فيتحول إلى « أرسين » ، وهو غاز سام جداً تتكون جزيئاته من ذرة زرنيخ وثلاث إيدروجين .

وبمجرد وضع مخلوط الإيدروجين والأرسين فى أنبوبة يسخن تحتها فى نقطة ما فيتحال الأرسين عند الجزء الساخن إلى زرنيخ وإيدروجين . ويترسب الزرنيخ على الجزء البارد من زجاج الأنبوبة على بعد بضع بوصات ككتلة رمادية . ووجود مثل هذه الكتلة يثبت وجود الزرنيخ . وتسمى هذه الطريقة باسم « اختبار مارش » ، نسبة إلى مكتشفها ، وهى مهمة جداً كما ترى فى التحقيقات الجنائية .

ويكون ثالث أكسيد الزرنيخ (باتحاده بالماء وبعض أنواع الذرات الأخرى) ما يسمى « بالزرنيخات » وهى سامة .ولا تعتقد أن السموم تؤثر على الإنسان فقط . فالزرنيخات مهمة ، وتستعمل « كبيد للحشرات » : وهو لفظ مهذب لقاتل الحشرات. فكثيراً ما ترش أشجار الفاكهة بالزرنيخات لنحتفظ بالثمار لنا لا للحشرات. (ومن الأفكار السليمة أن تغسل الفاكهة قبل أكلها حيث أن الزرنيخات ضارة بالجسم) . كذلك ترش حقول القطن بالزرنيخات من طائرات تطير على ارتفاع منخفض حتى يمكن أن نقضى على حشرات بذرة القطن . وأشهر أنواع الزرنيخات معروفة باسم « أخضر باريس » .

ويوجد الزرنيخ كذلك فى بعض غازات الحروب . « واللويزيت » Lewisite — وهو يأتى بعد غاز الخردل فى الترتيب — من أكثر الغازات السامة الكريهة التى استعملت فى الحرب العالمية الأولى ، وهو مركب يحتوى على الزرنيخ .

والزرنيخ ليس كله ضاراً . فيمكن استعمال بعض مركباته كأدوية . فقد اكتشف عالم ألمانى اسمه « بول إهرلتش » مركباً للزرنيخ اسمه « آرسفينامين » أو « ٦٠٦ » (لأنه كان المركب السادس بعد الستمائة الذى قام ببحثه) . ويستعمل بحذر فى علاج الزهرى ، ولو أن استعماله قد توقف الآن بسبب انتشار مضادات الحيوية التى تقوم بنفس العمل وبأسرع منه .

أهمية التجمد والانصهار السليمين :

وللزرنيخ قريبان ثقيلان هما الأنتيمون وهو رقم ٥١ ، والبزموت ورقمه ٨٣ . وقد عرفا منذ قديم الزمن . واسماهما قديمان ولا يعرف أصلهما .

والأنتيمون مادة بيضاء فضية يمكن تحضيرها على أشكال متآصلة عديدة ، وأغربها شكل غير ثابت يسمى « الأنتيمون المتفجر » : ويدل الاسم على ما يعنيه بالضبط . فلو حك الأنتيمون المتفجر فإنه يتفجر بقوة ويتحول إلى الأشكال العادية للأنتيمون ، وتنطلق منه كمية كبيرة من الحرارة . ويوجد الأنتيمون المتفجر فى المعامل فقط . أما الأشكال الطبيعية للعنصر فهى غير متفجرة بالمرة .

والأنتيمون ليست له الشهرة السيئة التى لقريبه الزرنيخ ، ولكنه فى بعض النواحى ليس أحسن منه ، فهو يكون مركباً يسمى « ستيبين » تتكون جزيئاته

من ذرة من الأنتيمون وثلاث ذرات من الإيدروجين . وبذا فهو يشبه الأرسين مع استبدال ذرة زرنيخ بذرة أنتيمون ، وهو سم شديد مثل الأرسين .

وقد استعمل قدماء المصريين ثالث كبريتيد الأنتيمون (وتتكون جزيئاته من ذرتين من الأنتيمون وثلاث ذرات من الكبريت) فى عمل أقلام الحواجب. وقد حدث هذا منذ خمسة آلاف سنة . أما الآن فإننا نستعمله فى نواح أقل رومانتيكية: إنه يوضع على رؤوس عيدان ثقاب الأمن ، لأن ثالث كبريتيد الأنتيمون يحترق مثل شبيهه ثالث كبريتيد الفوسفور ، ولكن ليس بنفس السهولة . فالحرارة الناجمة من الاحتكاك العادى لا تكفى لإشعاله . لذا فالشرارة الناجمة من احتراق الفوسفور الأحمر على الصندوق أو المشط هى التى تشعله .

والأنتيمون هو من العناصر المعدنية (وسأذكر الباقى فما بعد) التى تختلط ببعضها ليصنع منها « فلز الطباعة » . وفلز الطباعة هو نوع من السبائك (أى مخلوط من الفلزات) ودرجة انصهاره منخفضة . فلو صهر ثم صب فى قوالب وترك ليبرد فسيتجمد ليأخذ بالطبع شكل القالب . فلو كان القالب على شكل الحروف الأبجدية فإن فلز الطباعة سيتشكل بنفس الطريقة وتنتج عن ذلك قطعة من حروف الطبع . ولو وضعت مجموعة من هذه القوالب فى صف ، وصب عليها فلز الطباعة وتجمدت على شكل قطعة واحدة لنتجت عنها شريحة تصلح للطبع . ولو غمس وجه هذه الشريحة فى الحبر ثم ضغطت على قطعة من الورق لظهر عليها سطر مطبوع .

وقد تعتقد أن أى فلز ذى درجة انصهار منخفضة ربما يفى بهذا الغرض . ولكن الواقع غير هذا ، لأن معظم السوائل تتقلص عندما تتجمد . وإذا تقلص أى سائل عندما يتجمد ، فسينتج عن ذلك ابتعاده عن حواف القالب ، وبالتالى لن يصبح

الشكل النهائى للحروف حاد القطع . ولكن فلز الكتابة هو من الاستثناءات القليلة لهذه القاعدة : فهو لا يتقلص بالتجمد بل يتمدد . وعلى هذا يمكنك أن تتصور مصهوره ، وهو يتمدد بالتجمد ، فيملأ كل التجويف والتجعدات التى بالقالب فينتج عنها حروف سليمة الشكل واضحة المعالم وحادة .

ويمتزج البزموت (bismuth) كذلك بعناصر أخرى ليكون مواد ذات درجات انصهار منخفضة . ويلاحظ هنا أهمية انخفاض درجة الانصهار : فتنصهر بعض المخلوطات عند درجة حرارة أقل حتى من درجة غليان الماء ، وتسمى بالسبائك « القابلة للانصهار ».و« معدن وود » مثلاً ، وهو سبيكة قابلة للانصهار ، ينصهر عند درجة ٧١ درجة مئوية .

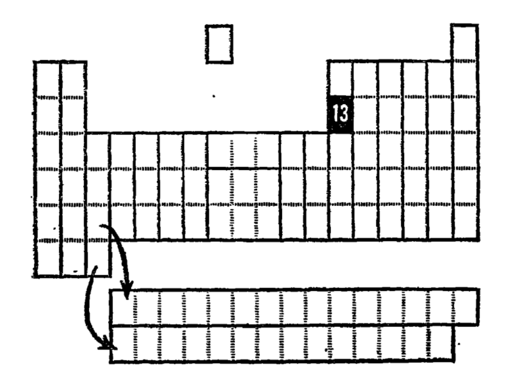
ولذا يستخدم « معدن وود » فى القالب المضحكة ، فتقدم إلى الضيوف ملاعق مصنوعة من هذا المعدن أثناء تناول الشاى . ونشغل الضيف بالحديث أثناء تقليب الشاى بالملعقة . وبالطبع لن يلاحظ أحد أن طرف الملعقة المغمور فى السائل قد انصهر ، وأنه يمسك بيد الملعقة فقط ، وأنه يقلب الهواء .

وهناك استعمالات أخرى للسبائك القابلة للصهر ، وهى على درجة من الأهمية . فهى تستعمل فى أجهزة الرش الأوتوماتيكية . فتوضع فى أسقف المصانع وأماكن العمل رشاشات معدة للعمل ، ولكن ما يمنعها من العمل هو وجود كتل من السبائك القابلة للانصهار . فإذا ما اشتعلت النيران ، فسرعان ما تصهر هذه الكتل وتبدأ الرشاشات فى العمل بكل قوتها على إطفاء الحريق .

ومن استعمالات البزموت المعروفة والتى نراها فى المنازل هى شكل « تحت جالات البزموت » (وهو مركب ذو جزيئات معقدة) ، ويستعمل كمسحوق لتطهير الجروح. وبعض مركبات البزموت تستخدم لتهدئة المعدة المتعبة .

الفصل العاشر

الألومنيوم
عنصر المطابخ



الفلزات واللافلزات :

تنقسم العناصر إلى مجموعتين : معظمها (ثمانون بالتحديد) فلزات ، والباقى ، وعدده اثنان وعشرون ، لا فلزات . وقد سبق فى هذا الكتاب أن استعملت كلمة فلز أو معدن لأنى على ثقة من أنكم سوف تعرفون ما أعنى : فقد رأيتم جميعاً الفلزات وتعرفون كيف تبدو .

فالفلزات عند صقلها لها بريق أو لمعان خاص يطلق عليه « البريق المعدنى » . أما المواد اللافلزية (سواء كانت عناصر أو مركبات) فهى شفافة غالباً ، أو بيضاء أو ذات ألوان باهتة وليس لها بريق . والكبريت مثال على ذلك .

والفلزات « جيدة التوصيل » للحرارة والكهرباء ، أى تنتقل الحرارة والكهرباء بداخلها بسهولة . وتصنع الأسلاك الكهربائية دائماً من الفلزات ، وكذا تصنع المشعات والمبردات فى العربات والمنازل من الفلزات . أما اللافلزات فهى على العكس من هذا ، أى « رديئة التوصيل » للحرارة والكهرباء .

والفلزات « قابلة للطرق » ، أى يمكن طرقها إلى صفائح رقيقة ، وهى قابلة للسحب — أى يمكن تحويلها إلى خيوط وأسلاك . ولا يمكن أن نتخيل أن الكبريت أو الكربون (وهما من اللافلزات) من الممكن أن يطرقا على شكل صفائح أو يسحبا على شكل أسلاك . فأى طرقة تحيلها إلى مسحوق . وتتميز الفلزات بالمرونة ، أى يمكن ثنيها وبرمها دون أن تنكسر . وحتى لو أمكن تحضير صفائح رقيقة من الكبريت ، وذلك بتجميد الكبريت المنصهر على سطح مستو ، فإنها تتفتت فى الحال إذا حاولت ثنيها .

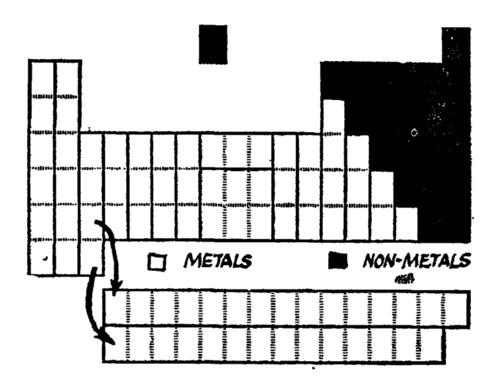
وقد حاول الكيميائيون التمييز بين العناصر الفلزية واللافلزية وذلك بالأسماء التى يطلقونها عليها . فقد حاولوا بقدر المستطاع أن تكون أسماء الفلزات منتهية بالمقطع (يم ium) . واللافلزات تنتهى بحرف (النون n) أو (ين ne) .

فبالإشارة إلى الواحد والعشرين عنصراً التى شرحتها سابقاً ، نجد تسعة عشر منها لا فلزات ، وأسماؤها هى إيدروجين ، وأكسيجين ، ونيتروجين، وهيليوم ، ونيون ، وأرجون ، وكريبتون ، وزينون ، وكربون ، وسيليكون ، وكلورين ، وفلورين ، وبرومين ، ويود ، وكبريت ، وسيلينيوم ، وتلوريوم ، وفوسفور ، وزرنيخ .

نلاحظ أن ثلاثة عشر من هذه العناصر تنتهى أسماءها بحرف n أو ne . أما الستة الباقية فتجد منها الفوسفور والزرنيخ والكبريت وقد سميت بأسمائها القديمة قبل التفكير الحديث عن العناصر . وقد سمى الهيليوم باسمه عندما لم يعرف أى شىء عنه سوى خطوط الطيف (أنظر الفصل الرابع) . وقد ظن « لوكير » وقتئذ أنه فلز (كان من الواجب تسميته « هيليون » ، ولكن فات الأوان) . وأخيراً بالنسبة للسيلينيوم والتلوريوم فهما حالتان بين بين ، فبعض أشكالها المتآصلة تتفاعل كالفلزات .

أما الأنتيمون والبزموت السابق شرحهما فاسماهما قديمان يرجعان إلى ما قبل التفكير الحديث عن العناصر .

ومما يلفت النظر تجمع العناصر اللافلزية فى جزء واحد من الجدول الدورى كما هو واضح من الرسم :



ومن بين الواحد والثمانين عنصراً التى سأشرحها وأناقشها بعد هذا ، يوجد فقط ثلاثة عناصر لافلزية (لن آتى على هذه العناصر الثلاثة إلا عند نهاية الكتاب). أما باقى العناصر فهى فلزية ، وسأبدأ بشرح أكثرها انتشاراً ، وهو أحد العناصر المعروفة واسمه « ألومنيوم » ورقمه ١٣ .

الفلز القيم المنتشر حولنا :

يعتبر الألومنيوم ثالث العناصر انتشاراً على القشرة الأرضية . ويسبقه فى ذلك الأكسيجين والسيليكون ، وكلاهما من العناصر اللافلزية . وتتكون أكثر من $\frac{1}{7}$ القشرة الأرضية من الألومنيوم ، وهو موجود فى التربة غالباً على شكل أنواع مختلفة من سيليكات الألومنيوم . وهى مركبات مكونة من ألومنيوم وسيليكون وأكسيجين بالإضافة إلى عنصر أو عنصرين . وتكون بعض سيليكات الألومنيوم المحتوية على أى نوع من الفلزات الأخرى الجواهر الحمراء المعروفة باسم « العقيق ».

والجرانيت هو أكثر الصخور انتشاراً على سطح الأرض . والقارات ما هى فى الواقع إلا طبقات ضخمة من الجرانيت متداخلة مع نوع آخر من الصخر المعروف بالبازلت. ويقع البازلت أسفل القارات الجرانيتية ويوجد كذلك تحت المحيطات .

ويعتبر كل من الجرانيت والبازلت من الصخور النارية أى أنها تكونت بتأثير الحرارة الشديدة الموجودة تحت الأرض . والصخور العميقة تحت الأرض والساخنة لدرجة تكفى لصهرها تسمى « ماجما » . فعندما تنطلق من البراكين تكون « الحمم » . وتسمى الصخور المنصهرة التى تبرد بسرعة لتكون كتلة صلبة زجاجية « الأوبسديان » . وقد تصاحب الحمم عند انطلاقها فقاقيع غازية ، عندئذ تتجمد على شكل صخور خفيفة إسفنجية تطفو فوق الماء . وتسمى مثل هذه الصخور « بالحجر الخفاف » .

ويتكون الجرانيت من ثلاث مواد هى الكوارتز والفلسبار والميكا . والكوارتز كما سبق أن شرحته فى الفصل السادس هو ثانى أكسيد السيليكون . أما الفلسبار والميكا فهما شكلان من سيليكات الألومنيوم . ويشير الجيولوجيون أحياناً إلى القارات على أنها جزء من طبقة « السيال » الداخلة فى تكوين القشرة الأرضية . وكلمة « سيال »(١) هى اختصار للسيليكون والألومنيوم .

وأحد أنواع الفلسبار التى تلفت النظر ، معدن لونه أزرق قاتم يسمى « لابس لازولى »(٢) ، وهو من الأنواع النادرة التى تعتبر نصف كريمة . أما النوع الصناعى منه فيسمى الزهرة أو « الألترامارين »(٣) .

ويمكن فصل الميكا عن بعضها على شكل صفائح رقيقة شفافة تسمى أحياناً غراء السمك(٤) . وتستعمل الميكا بدلاً من الزجاج فى الاستعمالات التى تتطلب مقدرة على الانثناء مثل النوافذ المقوسة . كما تستخدم الميكا فى صناعة نوافذ أفران الصهر العالية لأنها تتحمل الحرارة أكثر من الزجاج . ويصنع الثلج الصناعى الذى يزين أشجار عيد الميلاد من أجزاء صغيرة من الميكا . وهذا الثلج لونه أبيض ومتألق وغير قابل للاحتراق .

وقد سبق أن شرحت فى الباب السادس أن الكوارتز يتأثر بعوامل التعرية كالرياح والجو فيتفتت إلى رمل . وبنفس الطريقة يتحول الفلسبار إلى طفل . وحبيبات الطفل أصغر من حبيبات الرمل وهى تكون كتلاً إسفنجية تحتفظ بمياه الأمطار

---

(١) Sial
(٢) Lapis Lazuli
(٣) Ultramarine
(٤) Isinglass

وتعرقل سرعة بخرها.وعندئذ تظهر فائدته لخصوبة الأرض بالرغم من عدم فائدة كل من الألومنيوم والسيليكون للكائنات الحية . (كذا لا يوجد أى من هذين العنصرين فى الأنسجة الحية).وتسمى التربة المكونة من الطفل المخلوط بالرمل ومركبات الحديد « بالأرض الدلفانية »[١] .

ويعتبر الطفل من أهم المواد الخام وأكثرها انتشاراً فى عمليات البناء. فالطوب ماهو إلا طفل غير نقى حرق إلى ١٠٠٠ درجة مئوية تقريباً .

ويحتوى الطوب على الرمل بالإضافة إلى الطفل . وكذا يحتوى الطوب الأحمر على مركبات الحديد ويرجع إليه اللون الأحمر ، والطوب صلب ومتين وغير قابل للاشتعال .

ويستعمل « الكاولين » (وهو نوع من الطفل النقى) فى صناعة الفخار والصينى. والصينى «البورسلين» لامع وغير مسامى وشبه شفاف .ويسمى الكاولين بعد حرقه حتى يفقد لمعانه باسم « الفخار الطفلى »[٢]. أما الكاولين الذى يحرق فى درجات الحرارة المنخفضة حتى يبقى مسامياً فيسمى « الفخار »[٣] . ويطلق لفظ «القيشانى »[٤] أو الصينى على الأطباق التى نأكل فيها جميعاً والمصنوعة من الكاولين المحروق . وهذه الأمثلة الأولية تفسر لماذا سميت هذا العنصر باسم عنصر المطابخ .

ويتحول الطفل المضغوط تحت الأرض ، والذى عصر جيداً ، إلى كتل من

Loam (١)

Stoneware (٢)

Earthenware (٣)

Ceramics (٤)

« الأردواز » slate . ويمكن فصل الأردواز على شكل ألواح منبسطة كالسبورة التي نراها في حجرات الدراسة .

ويكون الألومنيوم مع الكبريت والأكسيجين وعناصر أخرى سلسلة من المركبات المعروفة باسم « الشب » ، وهي معروفة منذ زمن طويل . وقد اشتق اسم ألومنيوم من اسم ألوم alum أي الشب . والشب مادة قابضة تجعد الجلد وأغشية الجسم الأخرى. فإذا قرب « قلم الكي » الذي يحتوي على الشب من الجروح الناتجة من حلاقة الذقن ، فإنه يضم الجرح ويوقف النزيف . ويستخدم الشب كذلك في تنقية مياه الشرب ، لأنه يتسبب في تجميع البكتريا على بعضها ، وتترسب في القاع كل المواد الغير مرغوب فيها مثل البكتريا والشب والأجسام الغريبة الأخرى ، وتعلوها المياه النقية الخالية من الجراثيم .

ويستخدم الشب أو كبريتات الألومنيوم (وهو تبسيط لجزيء الشب) في « تغرية » الورق . فيضاف إلى عجينة لب الخشب وبعض المواد الفردية التي تلحم الأنسجة ببعضها لتكون ألواحاً مصقولة . وتضاف كبريتات الألومنيوم كذلك في صناعة النسيج لأنها تتفاعل مع الماء وتكون جسيمات دقيقة جداً من إيدروكسيد الألومنيوم ، وهذه تلتصق بشدة بألياف النسيج. ومن ناحية أخرى تلتصق مركبات الصبغة بإيدروكسيد الألومنيوم أكثر من التصاقها بالألياف ذاتها . وهكذا تعتبر كبريتات الألومنيوم نوعاً من مثبتات الألوان التي تسهل عمليات الصباغة .

وقد تعتقد ، بعد هذا الشرح ، أن فلز الألومنيوم ، مثله كمثل مركباته ، واسع الانتشار وقليل التكلفة. ولم لا، فالمفروض أن الطفل يلي الرمل في رخصه الشديد .

ولم يكن الأمر بهذه السهولة في البداية : فذرات الألومنيوم ملتصقة تماماً بالذرات الأخرى في السيليكات الواسعة الانتشار ، ومن المحال فصلها منها . وأول

من تمكن من فصل الألومنيوم هو الكيميائى الدانماركى « هانز كرستيان أورستد » سنة ١٨٢٥ . ولكن لم يتم استخلاصه لأغراض تجارية إلا سنة ١٨٥٠ . وحتى فى هذا الوقت كان من الصعب الحصول عليه لارتفاع ثمنه . وكانت تكاليف الرطل منه ٩٠ دولاراً أو أكثر ، مما جعله أغلى من الفضة أو باهظ التكاليف كالذهب .

وكان نابليون الثالث الذى حكم فرنسا فى الخمسينيات والستينيات من القرن التاسع عشر يستعمل شوكة من الألومنيوم (فى حين يقدم لضيوفه الذهب والفضة) . وأهدى لطفله هدية ثمينة وهى لعبة « شخشيخة » من الألومنيوم . وقد عرضت كتلة من الألومنيوم فى سوق باريس الدولية سنة ١٨٥٥ وأطلق عليها « فضة من الطفل » . وتطورت طرق فصل الألومنيوم تطوراً بطيئاً فى الثمانينيات من القرن التاسع عشر . وهبطت التكاليف إلى ٥ دولارات للرطل. وعند بناء تمثال واشنطن سنة ١٨٨٤ وضع عليه غطاء للرأس من الألومنيوم الصلب مازال موجوداً حتى الآن ، وهو يكون الطرف المدبب الأعلى للتمثال ، وتراه فى أى صورة.

الكهرباء تقوم بالعمل :

ثم حدث فى سنه ١٨٨٦ ما غير كل شىء . فقد اكتشف كيميائى أمريكى اسمه « تشارلز مارتن هول » — فى الثانية والعشرين من عمره وكان حديث التخرج — اكتشف طريقة رخيصة التكاليف لتحضير الألومنيوم من أكسيد الألومنيوم ، مما جعله من الأغنياء طيلة عمره . وقد اكتشف الكيميائى الفرنسى « ب . ل . ت هيولت » نفس الطريقة وفى نفس الوقت تقريباً ، وقد ولد فى نفس العام أيضاً مع « هول سنة » ١٨٦٣ ، وماتا فى نفس العام سنة ١٩١٤ .

وأكسيد الألومنيوم النقى مادة متبلرة بيضاء تحتوى جزيئاتها على ذرتين من

الألومنيوم وثلاث أكسيجين. ويطلق عليه اسم « ألومنيا ». و «الكوراندم »[١] نوع من أكسيد الألومنيوم الموجود فى الطبيعة بصورة نقية نوعاً ما . أما النوع الأقل نقاوة فيسمى « الصنفرة » . وكلاهما شديد الصلابة ، وإن كان أقل صلابة من الكوراندم والماس ولكنهما أرخص ويستخدمان فى كشط المعادن .

وتستعمل أجزاء صغيرة من لدائن الكوراندم فى عمل أحجار الساعات وبعض الآلات الأخرى. والكوراندم ينصهر عند درجة مرتفعة (أو بمعنى آخر « يتحمل الحرارة ») ولذا يستخدم فى تبطين الأفران . كما يمكن أن يستخدم الطوب فى بناء مداخل المنازل .

وتتكون كثير من الجوهرات (وبعضها قيم) من الكوراندم وتضاف إليه كميات صغيرة من الشوائب التى تضفى عليها لونها . فمنها « الياقوت الأصفر » ، « والياقوت الأزرق » ، « والياقوت الأحمر » . ويمكن عمل الياقوت الأحمر والأزرق الصناعى بإضافة الشوائب المناسبة إلى الكوراندم . وعندئذ تسمى الجواهر « الصناعية » ، وتركيبها الكيميائى مشابه تماماً للأحجار الطبيعية . أما « الفيروز » وهو أكثر تعقيداً فهو نوع من فوسفات الألومنيوم .

ويوجد « البوكسيت » وهو نوع من أكسيد الألومنيوم ومن أكثرها نفعاً بكميات وافرة فى أجزاء مختلفة من العالم . وينقى أولاً للتخلص من السيليكون والأنواع الأخرى من الذرات الغير مرغوب فيها ، وبذا يتحول إلى مسحوق الألومنيا الأبيض . وتذوب الألومنيا فى مصهور معدن يسمى « الكربوليت » وتتكون جزيئاته من ذرات من الألومنيوم والفلور وغيرهما . وهذا هو مفتاح اكتشافات

---

[١] Corundum

« هول وهيرولت » ، أى وجود معدن يذيب الألومنيا بالتسخين الشديد . ويوجد الكربوليت بشكل قاطع فى غرب جرينلندة . حتى الفضلات المتجمدة تساهم بشكل هام فى مدنيتنا الحديثة . وحالياً يستعمل الكربوليت المركب فى المعامل .

ويوضع المحلول الساخن فى إناء مبطن بالكربون تنفذ منه قضبان من الكربون . ويمر التيار الكهربائى فى المحلول بين القضبان وبين جدران الإناء الداخلية . (ومع أن الكربون غير فلز إلا أنه يوصل الكهرباء) . ويعمل القاع على شكل مصهور (وحتى اليوم يعتبر تحضير الألومنيوم من أهم استعمالات الكهرباء فى الصناعة) .

ولم تمض فترة قصيرة على اكتشاف هذه الطريقة حتى هبط سعر الألومنيوم إلى ٣٠ سنتاً للرطل أو أقل . وأصبح الألومنيوم رخيصاً ومتوفراً ، وازدادت استعمالاته المهمة .

أهمية خفة الفلز :

لم يستعمل الإنسان المعادن فى صناعة الأسلحة والبناء إلا منذ ٦٠٠٠ عام (وفى معظم أنحاء العالم فى أقل من هذه المدة) . وقبل هذا استعمل الإنسان الحجارة لمئات الألوف من السنين .

وتتفوق المعادن على الحجارة فى عدة نواح : فبعضها أقوى من الحجارة ، إذ يتحمل عمود من المعدن من الثقل أكثر مما يتحمل مثيله من الحجر ، وهو أصلب منه وأكثر مرونة . فأى ضربة مفاجئة قد تثنى أو تلوى المعدن فى حين أن نفس هذه الضربة تحيل الحجر إلى أجزاء صغيرة .

وللمعادن أيضاً بعض المساوىء بالمقارنة بالحجارة : والوزن أحدها . فكثير من المعادن أثقل من الحجارة ، وبالتالى يصعب العمل بها . فلو كانت الكتل الضخمة من الحجارة التى بنيت بها الأهرام من الصلب ، لما تمكنت كل القوى العاملة فى مصر من إقامتها حتى لو استعملت الآلات لذلك .

وأى مادة تجمع بين قوة المعدن وخفة الحجارة تصبح ذات قيمة كبيرة ، والألومنيوم يقرب من مثل هذه المادة . ذلك أن الألومنيوم يتساوى فى ثقله مع الجرانيت أو الرخام ، ولكنه يبلغ حوالى ⅓ ثقل الحديد أو الصلب . وزن البوصة المكعبة من الحديد ٤½ أوقية . أما البوصة المكعبة من الألومنيوم (أو الحجر) فتزن ١½ أوقية . والألومنيوم أقوى من الحجارة ولكنه ليس فى قوة الحديد . ويتحمل قضيب من الحديد أثقالاً أكثر من قضيب له نفس الحجم من الألومنيوم .

ويمكن تقوية الألومنيوم بإضافة كميات صغيرة من المعادن الأخرى ، أو بمعنى آخر عمل سبائك منه . وعادة ما تكون للسبائك خصائص تختلف عن خصائص مكوناته . وهناك مئات من السبائك المختلفة لكل منها خصائصها الذاتية وفوائدها . فلو أضفنا مثلا أربعة أرطال من النحاس ونصف رطل من كل من المنجنيز والماغنسيوم إلى خمسة وتسعين رطلا من الألومنيوم ، فسنحصل على سبيكة تسمى « ديورال » . والديورال بشكل عام أقوى من الألومنيوم النقى ، وإن لم يصل إلى قوة الحديد وسبائكه ، ولكنه يكفى لكثير من الأغراض .

وهناك كثير من الحالات التى تظهر فيها أهمية خفة المعدن بحيث نتغاضى عن متانته . ومثال ذلك الطائرات ، فأهم شىء أن تكون خفيفة الوزن . وهى تصنع

غالباً من الألومنيوم . كذا يستعمل فى القطارات والعربات والسيارات حيث تكون الخفة أهم من المتانة .

وتظهر فائدة خفة الألومنيوم فى نواح أخرى . فهو جيد التوصيل للكهرباء . وقد يفوقه بعض الفلزات فى هذا المضمار إلا أنها أثقل ومرتفعة التكاليف . ويوصل سلك من النحاس الكهرباء أسرع من سلك من الألومنيوم بنفس الحجم . ولكن يزيد وزن سلك النحاس عن الألومنيوم بثلاث مرات . وإذا استعملنا سلكاً سميكاً من الألومنيوم بنفس وزن سلك النحاس الرفيع ، فإنه يفوقه فى توصيل الكهرباء . وعندئذ يصبح الألومنيوم أرخص أيضاً . ولهذا السبب ورغم أن أسلاك الكهرباء فى منازلنا مصنوعة من النحاس ، فإن خطوط توصيل الكهرباء بين المسافات البعيدة تصنع عادة من الألومنيوم .

وتثبت إحدى فوائد الألومنيوم التى تبهر النظر ، مقدرته على عكس الضوء ، فتكثف طبقات رقيقة منه على مرايا التلسكوب . والواقع أن هذه الطبقة من الألومنيوم هى التى تجعل منها مرايا .

أهمية التآكل السليم :

هناك ناحية أخرى يتفوق فيها الألومنيوم على الحديد ، فهو لا يصدأ ولا يتآكل . ويرجع هذا لسبب فريد ، فالألومنيوم عنصر أكثر نشاطاً من الحديد . ويتفاعل مع الأكسيجين بطريقة أسرع وأسهل . وكون الألومنيوم يتآكل بسهولة هو الذى يمنع استمرار تآكله .

فيتكون أكسيد الألومنيوم باتحاد الألومنيوم بالأكسيجين ، ثم يلتصق بشدة بسطح فلز الألومنيوم . وما أن تتكون طبقة رقيقة من أكسيد الألومنيوم (وهى

طبقة رقيقة لدرجة الشفافية التامة) حتى تحمى الفلز من مزيد من التآكل . وأكسيد الفلز الموجود على سطح الفلز خامل ولا يتحد بعد ذلك بالأكسيجين . وتحمى طبقة أكسيد الألومنيوم فلز الألومنيوم ذاته من الأكسيجين . وهكذا يظهر الألومنيوم لامعاً ولا يتأثر بالهواء والجو . ويمكن جعل طبقة أكسيد الألومنيوم دائمة إذا ما غمر الألومنيوم فى محلول يمر به تيار كهربائى ، ويسمى الألومنيوم الذى عمل بهذه الطريقة « بالألومنيوم المصعد » .

ولهذا السبب يزيد استخدام الألومنيوم لعمل الجدران الخارجية والأبواب وإطارات النوافذ وصنابير المياه ... الخ . فهو لا يحتاج لدهان أو عناية خاصة . وإذا كان من قطعة واحدة ، فلن ينبعج مثل الخشب . والأشياء المصنوعة من المعدن تتحطم بالطبع أسهل من الحديد . لذلك فهناك مجالات لا يمكن للألومنيوم أن يحل محل الحديد فيها .

ولون مسحوق معظم الفلزات أسود ، بصرف النظر عن مظهر الفلز الأصلى ، ولكن مسحوق الألومنيوم يستثنى من هذه القاعدة . فمسحوقه مثل قطعة منه لامع وفضى . ويخلط مسحوق الألومنيوم بزيت بذرة الكتان لعمل « طلاء الألومنيوم » . وتطلى به السطوح التى يراد بها أن تعكس الضوء أو تشع الحرارة أو التى يراد حفظها من التآكل . والألومنيوم عاكس جيد للضوء وخصوصاً بعد صقله ، ولذا يستخدم فى مرايا التلسكوب التى تحتاج لأكبر قدر من الضوء المنعكس .

ويصلح الألومنيوم لصناعة الأدوات المنزلية ، وحالياً نستعمل جميعاً أوانى الألومنيوم — الشىء الذى كان يعجز عنه نابليون الثالث . ويوصل الألومنيوم الحرارة جيداً ، وبذا يسخن الطعام إذا وضع على النار . وهو لا يتآكل ولا يتأثر

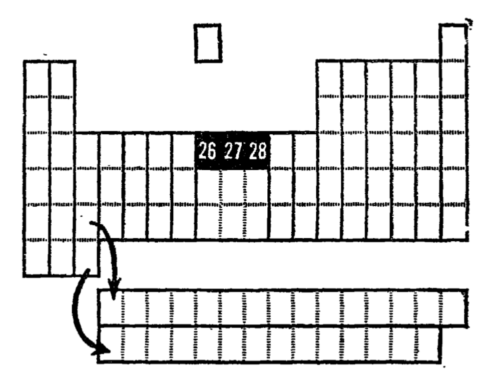
بالرصاص أو المواد الكيميائية الأخرى الموجودة فى الطعام لأن طبقة أكسيد الألومنيوم تحميه . (وتحمى هذه الطبقة الطعام كذلك، فلا يختلط بالألومنيوم ويسمم الطعام بأى طريقة ، رغم بعض المتاعب المنزلية بين الحين والآخر . ولا يسبب الحديد أو الألومنيوم أى تسمم بكميات صغيرة منها) . ومن أفضال الألومنيوم أنه خفيف فلا يثقل على ربة البيت التى تروح وتجىء باوانيها طول النهار ، وهكذا ترى لماذا يسمى الألومنيوم « عنصر المطابخ » .

وهناك طريقة أخرى تقابل فيها الألومنيوم كل يوم ، ألا وهى الصحائف الرقيقة اللينة والمعروفة « بورق اللف » . فهو مستخدم فى لف اللبان ، وعلب السجائر ، والزبد ، ومئات الأشياء الأخرى التى نشتريها من المخازن فى كل وقت . وقد بدأت ربات البيوت حديثاً فى استخدام هذا الورق الألومنيوم فى الطهو وحفظ الطعام مماجعله أكثر فأكثر عنصر المطابخ .

الفصل الحادى عشر

الحديد

العنصر القوى



السلاح السرى :

تعتبر الإلياذة أسطورة شعرية من أقدم الأدب الكلاسيكى ، ويقال إن يونانياً يسمى « هوميروس » كتبها سنة ٨٠٠ق.م. وهى تتناول حصار الجيش اليونانى لمدينة طروادة الذى دام عشر سنوات . وقد حدث هذا الحصار حوالى عام ١١٠٠ق. م. فإذا قرأت هذا الشعر وجدت أن المحاربين كانوا يلبسون أردية من البرونز ، ويحملون سيوفاً ودروعاً من البرونز ، ويستخدمون حراباً أطرافها من البرونز .

فبعد أن عرف الإنسان كيف يحصل على المعادن من مركبات فى الأرض (تسمى المركبات المحتوية على المعادن بالمواد الخام) كان البرونز أول معدن وجد أن صلابته تصلح لعمل الدروع والأسلحة ، والبرونز هو سبيكة من النحاس والقصدير . وسميت الفترة التى استخدم فيها البرونز (بالعصر البرونزى) .

وقد عرف الحديد فى نفس الوقت ، وهو العنصر رقم ٢٦ . ويرجع تاريخ الأشياء الحديدية التى وجدت فى مقابر قدماء المصريين إلى ٣٥٠٠ سنة ق . م أو قبل هذا . ولكن حتى هذا الوقت لم يستخدم الحديد بكميات كبيرة . ولقد كان فى الواقع معدناً شبه قيم . ففى الإلياذة مثلاً ، منحت كتلة كبيرة من الحديد كجائزة للفائز فى سباق رياضى . ولم تتمكن أى مجموعة من معرفة كيفية الحصول على كميات كبيرة من الحديد (من خام الحديد) إلا حوالى سنة ١٥٠٠ق.م.ـ وكانت كميات تكفى لعمل الأسلحة والدروع .

والحيثيون هم أول من نجحوا فى هذا . وكانوا يعيشون فى آسيا الصغرى فى ذلك الوقت (تركيا الحديثة) . وعندما خرجوا ليحاربوا بهذا المعدن الجديد ، وجد أعداؤهم المنبهرون أنفسهم ضحايا « لسلاح سرى » ، فلم تصمد الدروع والرماح البرونزية أمام الدروع الحديدية . فقد انثنت وثلمت السيوف والرماح ، ومن الناحية الأخرى اخترقت السيوف الحديدية والرماح ذات الرؤوس الحديدية الدروع والأسلحة بسهولة . وهكذا ترى أن الحديد أصلب من البرونز .

وبازدياد معرفة المعدن الجديد بدأت الجماعات ، الواحدة بعد الأخرى ، تهجر البرونز إلى الحديد ، ودخلت البشرية العصر الحديدى . وحوالى سنة ٦٠٠ ق . م . ، استخدمت الجيوش الآشورية الفاتحة الحديد وحده تقريباً .

ويعتبر الحديد حالياً أرخص أنواع المعادن ، بل يبلغ ثمن بعض أنواعه سنتاً واحداً للرطل الواحد . وهو ثانى العناصر انتشاراً على القشرة الأرضية وتبلغ نسبته ٥٪ منها . وحقيقة أنه ليس منتشراً مثل الألومنيوم ، ولكن يسهل الحصول عليه من مركباته ، وهذا يخفض من ثمنه .

ويزداد الحديد انتشاراً نظراً لطبقات الحديد التى تظهر كلما ازداد توغلنا فى باطن الأرض . ومن المحتمل أن مركز الأرض يتكون أساساً من حديد سائل . وإذا وضعنا فى الاعتبار تكوين كل الكرة الأرضية ، وليس فقط القشرة الخارجية ، نجد أن وزن الحديد يفوق فى كوكبنا وزن باقى العناصر الأخرى ، وقد يبلغ وزنه ٤٠٪ من وزن الكرة الأرضية .

وتلتقط الأرض أيضاً الحديد من الفضاء الخارجى . وذلك لأن تكتلات لا عدد لها من الأجسام الصلبة تدور حول الشمس (بعضها كبير كالجبال ، والآخر صغير كحبات التراب) . وتصطدم الملايين منها بالهواء الجوى كل يوم ، فتحترق باحتكاكها بالهواء وتخترق الأجسام الكبيرة منها الهواء ، وتصطدم بسطح الأرض ، وهذه تسمى نيازك . وتتكون ٩٠٪ من النيازك التى وجدناها من الحديد (والباقى ، وهى النيازك الحجرية مكونة من السيليكات)، وربما كانت كتلة الحديد الممنوحة كجائزة فى أسطورة الإلياذة ، عبارة عن نيزك .

والحديد هو أحد العناصر الأساسية فى الأنسجة الحية. ويكون الحديد جزءاً هاماً من الدم فى الكائنات الحية (وفى الحيوانات الأخرى ذات الدم الأحمر) . ويحمل مركب الهيموجلوبين — الذى يعطى للدم لونه الأحمر — الأكسيجين من الرئتين إلى كل الأنسجة. ويحتوى كل جزىء من الهيموجلوبين على ٤ ذرات من الحديد ،

وهى التى تحمل الأكسيجين ، ويبلغ مجموع الحديد فى جسم الإنسان حوالى ⅛ أوقية .

والإنسان الذى يعانى نقصاً فى الحديد يصاب بحالة تعرف « بالأنيميا » . ومن بين طرق علاج الأنيميا الناتجة من نقص الحديد ، تزويد المريض بحبوب تحتوى على بعض مركبات الحديد البسيطة .

الشوائب فى الداخل والخارج :

يعتبر « الهيماتايت » أهم خامات الحديد . وهو معدن أحمر برتقالى ، هو فى الواقع أكسيد الحديد . وتحتوى جزيئاته على ذرتين من الحديد وثلاث ذرات أكسيجين (ويرجع إلى الهيماتايت لون الصخور الحمراء فى أجزاء كثيرة من الأرض ، وربما يرجع إليه أيضاً لون المريخ الأحمر) . وقد استخدمت أنواع من هذا الخام والمسمى بالتراب الحديدى الأحمر ، كألوان للرسم ، ويسمى « أحمر الصائغ » إذا كان مسحوقاً دقيقاً ، ويستخدم فى صقل الزجاج بالشكل المطلوب وخصوصاً فى عدسات التلسكوب والمرايا . وهناك نوع آخر من أكسيد الحديد وهو «الماجنيتيت» الأسود : وتحتوى جزيئاته على ٣ ذرات حديد و ٤ ذرات أكسيجين ، وغالباً ما تحتوى هذه الخامات على شوائب من السيليكات : ولاستخلاص فلز الحديد من هذه الخامات ، علينا أن نبحث عن طريقة للتخلص من السيليكات . ولتخليص الحديد من ذرات الأكسيجين الموجود فى جزيئات أكسيد الحديد تبين أن من الممكن القيام بهذا العمل بخلط خام الحديد بفحم الكوك والحجر الجيرى (وسنتحدث عن الحجر الجيرى فى الفصل الثالث عشر) . فيوضع المخلوط فى أفران عالية ، ويمرر تيار من الهواء الساخن فيه مما يشعل فحم الكوك (وهو كربون نقى). (أنظر الفصل الخامس) .

ولما كان الأكسيجين الموجود فى الهواء غير كاف لإحراق كل الفحم السكوك ، فبازدياد ارتفاع درجة حرارة المخلوط فى الفرن إلى درجة الاحمرار نجد أن بعض ذرات الكربون فى فحم الكوك تتحد مع ذرات الأكسيجين الموجودة فى جزيئات أكسيد الحديد وتبقى ذرات الحديد مستقلة. وهذا الحديد الذى على شكل معدن نجده ينصهر ويرسب فى قاع الفرن .

وفى نفس الوقت يتحد الحجر الجيرى بالسيليكات، ليكون خبثاً ينصهر بدوره ويطفو على سطح الحديد المصهور . وبين الحين والآخر يسحب الحديد المصهور والخبث من الفرن ويضاف مزيد من خام الحديد وفحم الكوك والحجر الجيرى من أعلى الفرن . ولا يتوقف عمل الفرن إلا إذا احتاجت بطانة الفرن المصنوعة من الطوب الحرارى الى الإصلاح ، (وهو يتكون من أكسيد الألومنيوم أو سيليكات الألومنيوم ذات درجة الانصهار المرتفعة) .

ويسمى الحديد الذى نحصل عليه من هذه الأفران « بالحديد الزهر »، وذلك لأنه يصب فى قوالب حتى يتجمد فيها (وتسمى عملية تجميد المعدن المصهور فى قالبه « بالسبك ») .

ويحتوى الحديد الزهر على كمية كبيرة من الشوائب أهمها الكربون الموجود فى فحم الكوك والذى يختلط بالحديد . وتختلف نسبة الكربون فى الحديد الزهر من ٢ إلى ٤ر٥ ./· ـ وكذا يوجد سيليكون (حوالى ٢ر٥ ./·) ، ويوجد كذلك بعض الفوسفور والكبريت وقليل من المواد الأخرى

والحديد الزهر صلد وقاس . وهو أرخص أنواع الحديد ، ويستخدم للأغراض التى تتحمل ضغطاً ثابتاً مثل الأثقال ، ولكنه لا يتحمل الطرقات المفاجئة . والحديد الزهر هش وأى طرقة مفاجئة تفتته .

وإذا سخن الحديد الزهر مع مزيد من خام الحديد وحجر الجير لا تستبعد منه الشوائب ، نحصل على حديد نقى تقريباً ، وهو المعروف بالحديد المطاوع ، أنعم من الحديد الزهر ، ولكنه متين (أى يتحمل الطرقات والصدمات المفاجئة دون أن يتكسر). ولم يصنع الحديد الزهر إلا بعد إنتاج فحم الكوك. وباستخدام فحم الكوك كوقود أصبح من الممكن الحصول على درجات حرارة عالية تكفى لصهر الحديد وخلطه بالكربون. وفى العصور الوسطى عندما استخدمت الأخشاب كوقود أنتجت الحرارة المنخفضة حديداً مطاوعاً فقط .

أما أفيد وأقوى أنواع الحديد فهو نوع وسط بين الحديد الزهر والحديد المطاوع، أى أنه يحتوى على بعض الكربون ، ولكن ليس بنفس قدر الكربون الموجود فى الحديد الزهر . ويسمى الحديد الذى يحتوى على ما بين ٠١٥ر٠ ، ٥ر١ ٪ من الكربون « بالصلب » .

وهناك عدة طرق لتحضير الصلب إحداها بتسخين الحديد الزهر فى أفران خاصة تسمى « محولات بسمر » (وقد سميت باسم مخترعها البريطانى) ، حيث يتم حرق الشوائب . ومن الأهمية بمكان تنظيم عملية التخلص من الكبريت والفوسفور. وبعد إتمام هذه العملية تضاف بعض الشوائب ثانية (كربون وغالباً عناصر أخرى) .

ويتفوق الصلب على الأنواع الأخرى من الحديد ،وذلك بأننا نستطيع جعله أكثر صلابة ومتانة بتهذيبه ، أى بتسخينه إلى درجة الإحمرار ، ثم غمره فى الماء البارد . وتتوقف الصفات الخاصة لقطعة من الصلب على طريقة تهذيبها ، وأيضاً على كمية الكربون التى تحتوى عليها . فإذا كانت كمية الكربون أقل من خمس الواحد بالمائة يعتبر الصلب صلباً طرياً وهو يشبه كثيراً الحديد المطاوع . ونظراً لقلة تكاليفه فقد حل محل الحديد المطاوع فى معظم استعمالاته . أما الصلب المعيارى ، وهو الذى

يحتوى على ما بين خُمس وثلاثة أخماس من الواحد بالمائة ، فهو أقوى ، ويمكن استخدامه كدعامات لناطحات السحاب والكبارى . أما صلب الآلات الذى يحتوى ما بين ١ و ١٫٥ ٪ من الكربون فهو أقواها .

وتتوقف كذلك صفات الصلب على أنواع المواد الأخرى المضافة وكمياتها . وهناك مئات من التركيبات المختلفة للعناصر فى الصلب . وفى الواقع تنقسم السبائك إلى مجموعتين : سبائك حديدوز وهى التى تحتوى على حديد ، وسبائك لاحديدوز ، وهى لا تحتوى على حديد . وهكذا نرى أن الحديد هو العنصر الرئيسى .

وتنتج الولايات المتحدة ما يزيد عن مئات الملايين من أطنان الصلب كل عام . وتستخدم صناعة السيارات خمس هذه الكمية ، وتستنفد قضبان السكك الحديدية والمبانى والآلات معظم الجزء الباقى .

ونظراً للكميات الكبيرة من الصلب التى تستخدم اليوم يقول بعض الناس إننا لسنا فى العصر الحديدى بل فى عصر الصلب. ولنأخذ المبانى مثلاً على الطريقة التى طور بها الصلب حياة الإنسان — فلا يمكن رفع المبانى المصنوعة من الخشب أو الطوب أو حتى الحجر أكثر من طوابق قليلة ، أما إذا بنيت مرتفعة جداً فإن الثقل العلوى يجعل الأساس ينهار . ولكن حالياً يبنى أولاً هيكل المبانى من دعائم وعواميد من الصلب وهى التى تتحمل ثقل البناء . والصلب من القوة بحيث يمكن بناء ناطحات السحاب ذات المائة طابق ، ويمكن استخدام الطوب الأحمر خارج هذا الهيكل الصلب حيث إنها لاتسند الثقل الرئيسى . وقد اتجهت النية منذ الحرب العالمية الثانية إلى بناء جسد ناطحات السحاب من الألومنيوم أو الزجاج لتعطى للأبنية مظهراً مضيئاً وتهوية أفضل .

والصلب ليس قوياً فحسب ولكنه مرن أيضاً ، أى أنه يخضع للضغط ثم يعود لوضعه الطبيعى بزوال الضغط . وبهذه الطريقة تتحمل ناطحات السحاب قصف القنابل وهزات الزلازل التى تنهار تحتها الأبنية الأصغر المبنية بغير الصلب . ويرجع الفضل إلى الصلب فى إمكانية عمل الكبارى المعلقة والمشروعات الهندسية العظيمة التى قام بها الإنسان .

وباختصار لا يوجد أى بديل للصلب إذا كانت المتانة هى المطلب الرئيسى .

الصدأ والمغناطيسية :

من المؤسف أن الحديد ، وهو أرخص أقوى المعادن ، تشوبه نواقص ـ وهذه هى الحقيقة . ففيه أخطر عيب ألا وهو اتحاده بالأكسيجين ، وهذا الاتحاد إما أن يكون سريعاً أو بطيئاً .

وإذا قسم إلى أجزاء صغيرة (وعادة يطلق عليه اسم برادة الحديد) وسخن تسخيناً شديداً فإنها تتحد بسرعة بالأكسيجين وتنتج من الحرارة ما يكفى لإطلاق شرر أبيض ساخن من الحديد المتوهج . (وتصنع الصواريخ التى نراها فى أعياد يوم التحرير من برادة الحديد ملتصقة بسلك . وتكفى حرارة لهب الثقاب لبدء إطلاق هذا الشرر . وما أن يبدأ حتى يستمر بضعف حتى يتم اتحاد كل الحديد بالأكسيجين).

أما العيب الخطير فهو اتحاد الحديد ببطء بالأكسيجين فى وجود الرطوبة ، ويسمى هذا الاتحاد البطىء « بالصدأ » . فيتحد الحديد بالأكسيجين والماء ليكون أكسيد الحديد المائى ، ويتكون جزيئه من ذرات من الحديد وذرات من الأكسيجين وذرات من الإيدروجين ، وهو صدأ الحديد الذى نعرف مظهره جيداً .

وصدأ الحديد مع الأسف هو مادة هشة تتطاير من المعدن . وهى لا تحمى

الحديد كما يحمى أكسيد الألومنيوم معدن الألومنيوم . بل إنها باستمرار تطايرها تعرض الحـديد الذى تحتها دائمـاً إلى الأكسيجين والرطوبة التى فى الجو ، ويتطاير بدوره صدأ الحديد الجديد . وفى النهاية تصدأ قطعة الحديد كلها .

ولهذا السبب يطلى الحديد ومعظم أشكال الصاب قبل استعمالها ، وتحمى طبقة الطلاء الفلز من الأكسيجين والرطوبة ، وربما لاحظت أن الصلب المستخدم فى البناء لونه دائماً أحمر برتقالى . وهذا لون الطلاء وليس الصدأ .

ومع أن تـكاليف حماية حديد العالم من الصدأ (بطلائه أو استبداله بحديد جديد) تبلغ حوالى مليون دولار فى العام ، فإن أكسيد الحديد المـكون للصدأ ليس شيئاً ضاراً باستمرار . ومثال ذلك ، يكون أكسيد الحديد عندما يخلط ببرادة الألومنيوم مادة (الثرميت)ـ فعندما يتم تسخين المخلوط، يتفاعل الألومنيوم مع أكسيد الحديد ، ويستمر التفاعل ، وتنطلق حرارة شديدة من التفاعل تبلغ حوالى ٣٠٠٠ درجة مئوية . ويستخدم الثرميت هذا فى لحام المعادن (كالقضبان المصنوعة من الصلب مثلاً) دون استعمال مواقد . وأثناء تفاعل الثرميت تلتصق ذرات الألومنيوم بذرات الأكسيجين من أكسيد الحديد تاركة وراءها عادة قطعة من معدن الحديد النقى . ومن الخصائص المميزة لهذه المادة مقدرتها على أن تنجذب إلى المغناطيس ومقدرتها على أن تتحول إلى مغناطيس . والمغناطيس هو نوع من الطاقة التى توجد دائماً مع الـكهرباء (التى هى نوع آخر من الطاقة) . ويعمل أى سلك يمر فيه تيار كهربائى كمغناطيس ، أى أنه يجذب أجزاء صغيرة من الحديد (أما لماذا ينجذب الحديد أكثر من غيره للمغناطيس فلا يزال سراً غامضاً) .

وإذا ثنى السلك المـار به التيار على شكل ملف ، فإن مغناطيسية كل لفة تقوى اللفات المجاورة ، وتصبح مغناطيسية السلك الملفوف أقوى من مغناطيسية نفس السلك

عنـد فرده . وإذا لف السلك حول قضيب حديدى فإن الحـديد يركز المغناطيسية بطريقة ما ، وينتج لدينا مغناطيس كهربائى قوى .

وتصبح المغناطيسية أقوى عند الطرفين أو « القطبين » . وتنجذب بشدة قطع الحديد أو الصلب نحو هذين الطرفين. ويمكن لمغناطيس كهربائى كبير – بإمرار تيار كهربائى فى ملفه – أن يرفع أطنانا من الحديد والصلب. وعندما نريد أن نحمل عربات الشحن بقطع الحديد والصلب ، فإننا نعمل هذا بواسطة مغناطيس كهربائى معلق فى ونش فنخفض المغناطيس حتى يصل إلى الأكوام ، ثم نمرر تياراً كهربائياً فنرفع بضع أطنان منها ، ثم نحرك الحمل فوق عربة الشحن ، ثم نوقف التيار الـكهربائى فيتوقف المغناطيس عن العمل ، وتقع قطع الحديد والصلب فى عربة الشحن .

وتتأثر معظم المواد بالمغناطيسية بطريقة أو أخرى ، ولـكن تأثيرها عادة ضعيف. ويبدو كأن ذرات هذه المواد تعمل كأنها مغناطيسات دقيقة . فى الظروف الطبيعية تتجه هذه المغناطيسات الذرية كما يحلو لها . ويلغى الواحد منها قوى الأخرى . وتنتظم الذرات (وذرات الحديد أكثر من غيرها) فى نفس الاتجاه فى وجود تيار كهربائى، ويتكون مغناطيس كهربائى وتتجمع كل المغناطيسات الذرية فى مغناطيس كبير ويوقف التيار الـكهربائى – فتبتعد المغناطيسات الذرية عن بعضها، وتتجه فى كل اتجاه. وهكذا يجعل الحديد مغناطيساً مؤقتاً .

ويختلف سلوك معظم أنواع الصلب – ومن الواضح أن الذرات لايمكنها التحرك بسهولة فى الصلب كما هو الحال فى الحديد . فما أن تنتظم بطريقة صحيحة حتى تبقى بهذا الشكل حتى بعد وقف التيار الـكهربائى. فالصلب يكون «مغناطيساً دائماً». والمغناطيس على شكل حدوة حصان ، الذى يلعب به الأطفال ، يصنع من الصلب . وكثير من العناصر ضعيفة التمغطس، ويقال إنها « قابلة للانجذاب للمغناطيس » . وقوة مغناطيسية الحديد (وبعض الفلزات الأخرى) قوة رهيبة ومؤثرة . ويقال عن الحديد إنه « حديد مغناطيسى » .

وخام الحديد المسمى ماجنيتيت « أو حجر المغناطيس » هو مادة مغناطيسية طبيعية . وأول ما لوحظ أن هذا الحجر الأسود يجذب الأشياء الحديدية، كان فى أحد أنحاء اليونان القديمة والمسمى «ماجنزيا» . وهذا يفسر تسمية الماجنيتيت والمغناطيسية. وقد بهر حجر المغناطيس اليونانيين القدماء فقالوا عنه الكثير من القصص المبالغ فيها . وتوجد فى كتاب ألف ليلة وليلة قصة طويلة جداً عن جبل من أحجار المغناطيس من القوة بحيث يجب على السفن أن تبتعد عنه ، وإلا نزعت مساميرها وجذبت نحو الجبل تاركة السفينة كتلة من عروق الخشب المفككة .

وكوكبنا كله هو نوع من المغناطيس تتأثر به «البوصلة» ، وهى جهاز تسجيل هذه الحقيقة . وتحتوى البوصلة على إبرة ممغطسة من الصلب قادرة على الحركة الحرة . وهى تشير إلى قطبى المغناطيس فى الأرض ، وتقف دائماً فى اتجاه معين (وهو فى معظم أسطح الأرض متقارب مع الشمال والجنوب) .

الأرواح والشياطين :

هناك عنصران شديدا الشبه بالحديد ، ويبدو أنهما ضايقا كثيراً عمال المناجم الألمان فى الأزمان القديمة . فعندما صادف عمال المناجم الخامات المحتوية على هذه العناصر ، وقعوا فى مأزق، فقد كانت الخامات ضعيفة، وعند معالجتها بالطرق المعتادة لم تنتج المعادن المعروفة مثل الحديد والفضة والنحاس .

وقيل إن بعض عمال المناجم قرروا أن الأرواح الساكنة فى الأرض قد سحرت هذه الخامات . ولما كان الإسم الألمانى للأرواح التى تسكن الأرض هو « كوبولد » فقد وصل إلينا باسم « كوبلت » ، وهو العنصر رقم ٢٧ . أما الخام الثانى فقد أسماه عمال المناجم « كويفرنيكل » ، ويعنى « نحاس الشيطان » ، ثم اختصر إلى « نيكل »

وهو العنصر رقم ٢٨ . وأول من فصل الكوبلت هو «جورج براندت» سنة١٧٣٥ (وهو نيس « براند » الذى اكتشف الفوسفور) . واكتشف « إكسل فردريك كرونستد » النيكل سنة ١٧٥١ .

والحديد نفسه قام ببعض الألاعيب أيضاً . فيحتوى جزىء معدن الحديد « بيرايت » على ذرة من الحديد وذرتين من الكبريت . ويكون بلورات لامعة صفراء خدعت الكثيرين من الباحثين الهواة وأطلق عليه الإسم الساخر « ذهب المغفــــل » .

ويوجد كل من النيكل والكوبلت مع الحديد . والنيكل أكثر الإثنين انتشاراً ، فالنيكل يبلغ ٣ ٪ من وزن الأرض ، أما الكوبلت فهو ربع الواحد بالمائة ، ومعظمه فى مركز الكرة الأرضية (ويتكون من ٩٠ ٪ من الحديد و ١٠ ٪ من النيكل ، ويطلق عليه عادة « الحـــــديد — النيكل ») وهما أقل انتشاراً على القشرة الأرضية .

وكل من الكوبلت والنيكل أثقل من الحديد بمقدار ١٠ ٪ وأصلد منه . ولو كانا منتشرين كالحديد ، فربما كانا أكثر فائدة حيث أنهما يصدءان ببطء ، على عكس الحديد .

والواقع أن النيكل يحمى المعادن من الصدأ — فتغمر قطعة من معدن (عادة الحديد أو النحاس) فى محلول يحتوى على مركب للنيكل . فإذا مر تيار من الكهرباء فى الظروف الصحيحة فى المحلول ، تنفصل ذرات النيكل من المحلول وتلتصق بقطعة الحديد أو النحاس . ونجد بعد فترة أن الحديد أو النحاس قد غطى

بطبقة رفيعة صلبة من طلاء النيكل . وللنيكل مظهر جميل لامع ، ويحمى المعدن الذى تحته من الصدأ . وتسمى هذه العملية « الطلاء بالكهرباء » .

وينجذب كل من الكوبلت والنيكل إلى المغناطيس بقوة أقل من الحديد ولكن أقوى من العناصر الأخرى . وإذا مزج النيكل أو الكوبلت مع الحديد بنسب معينة فالسبيكة الناتجة تعمل مغناطيساً أقوى من الحديد بمفرده . «والبرمالوى» مثلاً (وثلثاه نيكل وثلثه حديد) يعمل مغناطيساً قوياً دائماً أقوى من المغناطيس الصلب العادى . أما المغناطيس الدائم الأقوى من السابق فيصنع من « الألنيكو » ، وهو مزيج من كل من النيكل والكوبلت ، بالإضافة إلى الألومنيوم أيضاً ويخلط مع الصلب . وتتركز الأبحاث الحديثة على حبيبات دقيقة من الحديد مطمورة فى البلاستيك بدلاً من الكتل الكبيرة من المعدن . فبالإضافة إلى أنه أقوى المغناطيسات فإن مسحوق المغناطيسات يمكن تشكيله بسهولة ولحمه لأن البلاستيك الذى يحوى الحبيبات طرى جداً .

وصلب النيكل يحتوى على $3\frac{1}{2}$ ٪ نيكل ، وهو قاس ، ويستخدم بكميات كبيرة . ومعظم النيكل المستخرج يدخل فى الصلب . « والإنفار [1] » وهو أحد أشكال صلب النيكل الغريبة ، يبلغ $\frac{5}{8}$ وزنه من الحديد و $\frac{3}{8}$ من النيكل . والمعادن تتمدد قليلاً بارتفاع الحرارة وتتقلص بانخفاضها . ولكن « الإنفار » يختلف فى هذا الصدد فهو يتمدد أو يتقلص بمقدار $\frac{1}{25}$ ما يفعله الصلب . وهذا يجعله ذا فائدة خاصة للأجسام التى يفترض أن تحتفظ بثبات حجمها . مثال ذلك أشرطة المقاييس وبندول الساعة . والكوبلت أصلب من النيكل (وهذا أصلب من الصلب) . وتعتبر

---

(١) Invar

سبائك الكوبلت من بين أصلب السبائك المعروفة . وتبقى صلبة حتى فى درجات الحرارة العالية ، ولذا تستخدم فى صناعة آلات القطع المعدنية ،ولا تفسد الحرارة الناجمة عن الاحتكاك الآلات القاطعة كما تفعل معظم أنوع الصلب .

وقد تذكر من الفصل الثانى أن الإيدروجين يجمد ويقوى الزيوت النباتية ويحولها إلى دهون نافعة . فلو تم مجرد خلط الإيدروجين بالزيت فسيحتاج التحويل إلى وقت طويل . أما إذا أضيفت مساحيق معادن معينة إلى المخلوط لتمت العملية بمنتهى السرعة ، ويعمل هذا المسحوق المعدنى بإسراعه لهذه العملية « كعامل مساعد » . وأرخص العوامل المساعدة التى تفى بهذا الغرض المستعمل فى الصناعة ، هو النيكل المسحوق .

وبعض مركبات الكوبلت لها فوائد رومانتيكية . فهى زرقاء عندما تكون جافة ، ولكن بتعريضها للرطوبة تجتذب جزيئاتها جزيئات الماء إليها ويتحول اللون إلى « القرنفلى » الباهت . وإذا أذيبت مركبات الكوبلت فى الماء يتكون محلول قرنفلى باهت . ويمكن استخدام هذا المحلول كنوع من الحبر السحرى حيث أن الآثار القرنفلية الباهتة تتعذر رؤيتها حتى بعد تبخر الماء . وإذا سخنت الورقة بلطف فإن جزيئات الماء الملتصقة بمركب الكوبلت تتبخر ويتحول الحبر السحرى إلى لون أزرق داكن ويصبح واضحاً تماماً .

وهناك استعمال هام لهذه الظاهرة : فقد تذكر السيليكا الهلامية ، وهى تستخدم كمجفف . والسيليكا الهلامية مادة زجاجية عديمة اللون. والمشكلة هى أنك لاتعرف ما إذا كانت استنفدت أم لا بمجرد النظر إليها . فقد تكون قد امتصت كل الماء الذى يمكنها امتصاصه ، وأصبحت غير قادرة على تجفيف الهواء المار بها ، ولكن

لايمكنك الجزم بهذا . ولذا تضاف مركبات الكوبلت إليها . فإذا كانت السيليكا الهلامية جافة يصبح لونها أزرق نتيجة لوجود مركب الكوبلت . وباستمرار عملها وامتصاص المزيد من الماء يتحول لونها تدريجياً إلى القرنفلى، لأن مركب الكوبلت يتحد بالماء ويتحول إلى القرنفلى . وبهذه الطريقة يمكن عمل نوع من الكشاف الرطب لمعرفة متى تستبدل السيليكا الهلامية .

وهذا يفسر عمل مختلف الأشياء الحديثة التى تتنبأ بالأمطار والجو السىء ، وذلك بتحويل بعض الأشياء من القرنفلى إلى الأزرق . فوجود كميات كبيرة من البخار فى الجو يحول مركب الكوبلت إلى القرنفلى — وهذا يعنى عادة أنه من المحتمل أن عطر الجو .

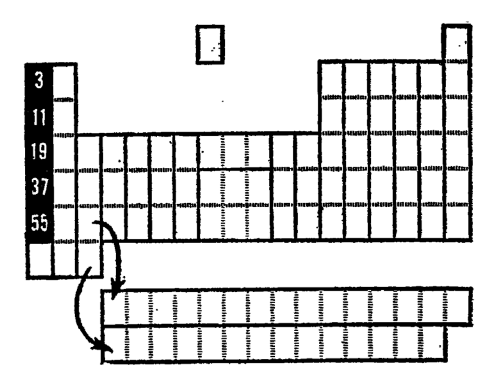
وهناك فرص أخرى للكوبلت . فإضافة مركبات الكوبلت إلى الزجاج أو الطين الحرارى تضفى عليه لوناً أزرق داكناً جميلاً . ويسمى الناتج « زجاج الكوبلت ».

وقد وجد فى السنوات الأخيرة أن فيتامين ب ١٢ يحتوى على مادة ضرورية للحياة بكميات صغيرة ، وهى تحتوى على ذرة من الكوبلت فى الجزىء ، ولهذا السبب يسمى فيتامين ب ١٢ والمركبات المشابهة « الكوبلامين » أو « أمينات الكوبلت » . وعلى ذلك فالكوبلت من العناصر النادرة الأساسية فى الأنسجة الحية ، ونقصد بالنادرة أنها موجودة بكميات صغيرة جداً .

الفصل الثانى عشر

الصوديوم والبوتاسيوم

العنصران النشيطان



الطلاء بالكهرباء :

شك الكيميائيون سنة ١٨٠٠ فى وجود عناصر « كالصوديوم » وهو عنصر رقم ١١ ، و « البوتاسيوم » عنصر رقم ١٩ . ولكن كان من الصعب إخراجهما إلى حيز الوجود حيث يمكن رؤيتهما .

وفى الواقع يعتبر الصوديوم والبوتاسيوم من العناصر المنتشرة جداً . فالصوديوم يبلغ أكثر قليلاً من ٢½ ٪ من القشرة الأرضية ، والبوتاسيوم أقل

قليلاً من ٢½٪ . وقد سبق أن ذكرت فى هذا الكتاب أن بعض المواد المعروفة تحتوى على ذرات صوديوم وبوتاسيوم .

فملح الطعام العادى مثلاً هو « كلوريد الصوديوم » ويحتوى جزيئه على ذرة من كل من الصوديوم والكلور . ويمكن تحضير كلوريد الصوديوم بتفاعل حامض الإيدروكلوريد بالقاعدة وهى إيدروكسيد الصوديوم (وسأشرح فيما بعد معنى كلمة قاعدة)، ولهذا السبب فكل المركبات التى تنتج من تفاعل حامض وقاعدة تتجمع تحت اسم أملاح .

وتتجمع الذرات التى فى الأملاح بطريقة منتظمة بواسطة قوى كهربائية قوية ، ويصعب إبعاد الذرات عن بعضها . ولذا فهى تحتاج لكميات من الحرارة لصهر معظم الأملاح . أما الماء فينصهر كما نعلم عند درجة الصفر المئوية ، بينما ينصهر كلوريد الصوديوم عند ٨٠١ درجة مئوية . ويظهر ترتيب الذرات المنتظم فى الملح (وفى مواد أخرى أيضاً) فى الشكل الهندسى لحالته الصلبة والتى لها حواف مستقيمة وزوايا حادة. ويسمى مثل هذا الشكل المنتظم «بالبلورات ».وبلورات كلوريد الصوديوم ذات شكل مكعب .

والنيتر ، أو ملح البارود شيلى ، ماهو إلا نترات الصوديوم ، ويحتوى جزيئه على ذرة من الصوديوم ، وذرة من النيتروجين ، وثلاث ذرات من الأكسيجين . أما الزجاج العادى فهو أساساً سيليكات الصوديوم وجزيئه معقد نوعاً يحتوى على ذرات صوديوم وسيليكون وأكسيجين .

ويوجد البوتاسيوم فى ملح البارود العادى وهو نيترات البوتاسيوم (ذرة من البوتاسيوم ، وذرة نيتروجين ، وثلاث ذرات أكسيجين)، ويوجد أيضاً فى الفلسبار

والميكا . وتستخدم نيترات البوتاسيوم فى صناعة البارود ولا يمكن استعمال نيترات الصوديوم لأنها تمتص الماء فى الأيام الرطبة ، وهو الشيء الذى يتلف البارود حيث أن البارود الرطب لاينفجر . وتتكون نيترات البوتاسيوم التى لاتمتص الماء بسهولة فى فضلات الحيوانات المتحللة . وقبل عصر الكيمياء الحديثة كانت الحكومة تفتش الإسطبلات والحظائر بانتظام باحثة عن البلورات القيمة التى تجعل جنودها يستمرون فى ضرب النار .

وتوجد كل من مركبات الصوديوم والبوتاسيوم بكميات وافرة فى ماء البحر ، وفى الأنسجة الحية أيضاً . وكلاهما أساس للمياه ، فنجد أن ٣٥ ر./. من جسم الإنسان بوتاسيوم و١٥ر٠./. صوديوم .

وبالطبع يتكون الجزء الأكبر من المواد الذائبة فى ماء البحر من كلوريد الصوديوم (ويمكنك أن تخمن هذا إذا ذقت مياه المحيط أثناء السباحة فيه) . وكلوريد الصوديوم يكون ٣./. من محيطات العالم ، وتزداد الكمية فى البحار المقفلة ، فتبلغ نسبة كلوريد الصوديوم ٢٠./. فى البحر الميت الذى يفصل فلسطين عن الأردن . وتوجد مناجم ملح شاسعة فى أماكن عديدة جفت فيها خلجان الماء تماماً ، تاركة وراءها الملح المحمل بالصخور والتربة . وتبلغ كثافة طبقة الملح أحياناً مايزيد على نصف ميل . ونظراً لأهمية الملح فى الطعام ، وفى آلاف من الأغراض الأخرى فى الصناعة ، تتضح أهمية هذه المناجم (وقد كانت الحكومة الروسية فى الأزمنة القديمة ترسل المسجونين السياسيين إلى مناجم الملح فى سيبيريا ، ولازلنا حتى الآن نستعمل تعبير « العودة إلى مناجم الملح » لنعنى العودة إلى عمل مرهق أو كريه) .

ورغم انتشار مركبات الصوديوم والبوتاسيوم ، فمن الصعب الحصـــول على

العنصرين نفسيهما لأنهما على درجة من النشاط تجعلهما يرتبطان بشدة بالذرات الأخرى فى المركبات ، ومن الصعب فصلهما .

وقد اكتشف الكيميائى البريطانى « دافى » فى سنة ١٨٠٧ فقط طريقة لفصلها عن بعضها ، وذلك بصهر مركب مناسب من الصوديوم أو البوتاسيوم ثم إمرار تيار كهربائى خلال هذا السائل الساخن . وتحت تأثير التيار الكهربائى تتجه ذرة الصوديوم أو البوتاسيوم إلى أحد أطراف الجهاز ، بينما تتجه الذرة الثانية أو الذرات الموجودة فى المركب إلى الطرف الآخر .

وأمكن بهذه الطريقة فصل الصوديوم والبوتاسيوم من مركباتهما ، وتحولا إلى معادن لينة ، يمكن قطعها بسكين ثالم . وينصهر كل منهما فى درجة حرارة منخفضة هى فى الواقع أقل من درجة غليان الماء . وينصهر الصوديوم عند ٩٨ درجة مئوية والبوتاسيوم عند ٦٣ درجة .

والأحماض فى منتهى النشاط . والبوتاسيوم أكثر من الصوديوم فى هذا المضمار . فما أن ينفصلا على شكل عنصر ، حتى يعملا للعودة على شكل مركب . فإذا ماتعرضت قطعة من الصوديوم أو البوتاسيوم للهواء فإنها تتحد فى الحال بالأكسيجين . وليس للمركب الجديد لمعان معدنى — إذ يختفى لمعان الفلز فى الحال بمجرد تعرضه للجو ، ويتحد البوتاسيوم بالأكسيجين بقوة كبيرة ، حتى إن قطعة صغيرة منها تولد من الحرارة مايكفى لصهرها ، ثم ينطلق لهيباً .

ولهذا السبب فإذا أردت أن تحتفظ بالصوديوم أو البوتاسيوم بصورة دائمة تقريباً ، فيجب الاحتفاظ به تحت الكيروسين .

وقد تتعجب كيف لا يمكن حفظ الصوديوم أو البوتاسيوم تحت الماء بنفس

الطريقة . وستكون إجابتى : ياللهول ، لا . إن الصوديوم والبوتاسيوم شديدا الشره للاتحاد بالأكسيجين ، لدرجة أنهما يفصلان جزىء الماء بعيداً عن بعضه للحصول على الأكسيجين الذى فيه ، وينتج عن هذا انفصال ذرة إيدروجين من جزىء الماء .

وهذا يعنى أنه إذا أسقطت قطعة صغيرة من الصوديوم أو البوتاسيوم فى الماء يسمع أزيز محموم عندما يتصاعد الإيدروجين حولها ، ويندفع الصوديوم أو البوتاسيوم بقوة فى كل مكان ، وهو يدور وينصهر ، وغالباً ما تكون حرارة التفاعل كافية لإشعال الإيدروجين .

ويجب على الطلبة فى معامل الكيمياء العضوية بالكليات حيث يستخدم الصوديوم دائماً أن يكونوا حذرين ومحتاطين لبدء حريق الصوديوم. وتكمن خطورة مثل هذه النيران فى أنه يصعب إطفاؤها ، وأول ما يتبادر إلى الذهن هو صب الماء فوقها ، ولكن هذا بالطبع لايزيد الطين إلا بلة .

ويستخدم الصوديوم فى المعامل عندما يراد التخلص من كميات صغيرة من الماء . وتتم بعض التفاعلات الكيميائية فى الأثير الذى لا يوجد فيه ماء ، وأى أثر للماء قد يتلف التفاعل . ومع ذلك فالأثير العادى عند إخراجه من الإناء ، نجده يحتوى على كمية من الماء مذابة فيه .

ولإزالة الماء من الأثير نضع قطعة من الصوديوم فى أسطوانة مجوفة بها فتحة فى القاع ، ثم ندخل مكبساً فى الأسطوانة وندفعه برافعة ، فيخرج الصوديوم اللين من الفتحة التى بالقاع ، كما يخرج معجون الأسنان من أسطوانته ، ويحجز فى دورق الأثير ، ثم يسد الدورق بسدادة ويترك الصوديوم ليتفاعل . وهو لايتفاعل مع الأثير بل يتحد بكل الماء الموجود ، وتظهر فقاقيع من الإيدروجين ، وعندما تتوقف الفقاقيع تدرك أن الماء كله قد اختفى . وعندئذ يمكن صب الأثير واستعماله

ويستخدم الصوديوم أيضاً فى مصابيح بخا الصوديوم . وهنا يضاف قليل من الصوديوم إلى النيون فى المصابيح . وبإمرار التيار الكهربائى خلال النيون يتبخر الصوديوم ويشع منه وهج أصفر قوى يمكن رؤيته على بعد كبير خلال الضباب بشكل أوضح من مصابيح الإضاءة العادية .

عكس الحامض :

ومعظم مركبات الصوديوم معروفة ومفيدة . وأحدها ، وهو هام ولكنه ليس معروفاً ويسمى « فوق أكسيد الصوديوم » ، يتكون عندما يحترق الصوديوم ويحتوى جزيئه على ذرتين من الصوديوم وذرتين من الأكسيجين . وهومثل الأوزون وفوق أكسيد الإيدروجين ، يستخدم لتبييض مواد مختلفة . وفوق هذا ، هناك استعمال آخر على جانب كبير من الأهمية ، فيتحد بالكربون وبذرة من الأكسيجين مكوناً ثانى أكسيد الكربون ، وبذا يسمح لذرة الأكسيجين الثانية أن تخرج . وإذا مر هواء الزفير فى إناء به فوق أكسيد الصوديوم فإن ثانى أكسيد الكربون الذى به يستبدل بالأكسيجين ، وبذا ينقى الهواء ويتجدد . ويصبح فوق أكسيد الصوديوم فى متناول اليد فى الأماكن المختنقة التى لايتجدد فيها الهواء كما هو الحال فى الغواصات .

وعندما يحرر الصوديوم الإيدروجين من جزىء الماء فإنه يتحد مع الأكسيجين وذرة الإيدروجين الثانية . والناتج هو « إيدروكسيد الصوديوم » ويتكون جزيئه من ذرة من كل من الصوديوم والأكسيجين والإيدروجين .

وينتمى إيدروكسيد الصوديوم ، كما ذكرت منذ قليل ، إلى مجموعة من المواد يطلق عليها اسم « قواعد » . فبينما يحتفظ جزىء الحامض بذرات الإيدروجين

بشكل سائب ويتركها بسهولة ، نجد أن جزيئات القاعدة تنتزع ذرات الإيدروجين.
وهكذا نجد أن خواص القواعد على عكس خواص الحوامض : فإذا أضيفت قاعدة إلى حامض فإنهما يتبادلان ـ ويكون المخلوط الناتج أضعف بكثير من خواص كل منهما على حدة . ومن المفيد أن نتمكن من معادلة الأحماض ، ولكن إيدروكسيد الصوديوم من القوة بحيث تصعب معادلته .

وإيدروكسيد الصوديوم هو أرخص وأهم القواعد القوية وله فائدة صناعية كبرى.
ويمكن الحصول عليه بإمرار تيار كهربائى فى محلول مائى لكلوريد الصوديوم ، فتدفع ذرات الكلور إلى أحد الطرفين ثم تتصاعد . ولكن ذرات الصوديوم من الناحية الأخرى لا تتحرر بل تتفاعل مع الماء لتكون إيدروكسيد الصوديوم تاركة الإيدروجين . فالإيدروجين هو الذى يتصاعد أولاً تاركاً وراءه إيدروكسيد الصوديوم فى المحلول .

ويفتت إيدروكسيد الصوديوم جزيئات الدهون والزيوت إلى « جلسرين » و «أحماض دهنية» . وتتحد ذرات الصوديوم بالأحماض الدهنية لتكون «الصابون».
ويعتبر الصابون فى زمن السلم أهم نتاج هذه العملية . وإذا دقت الحرب يصبح الجلسرين هو الأهم لأننا نصنع منه المفرقعات . وقد طلب من الجماهير فى الحرب العالمية الثانية أن يوفروا دهون اللحوم ويعيدوها للجزارين لجمعها من أجل الجلسرين .

ومقدرة إيدروكسيد الصوديوم على فصل الجزيئات الدهنية لها فائدة من ناحية أخرى . فإذا صب إيدروكسيد الصوديوم فى بلاعات المياه المسدودة بالمواد الدهنية المتصلبة ، فهو يذيب الدهن أو على الأقل يفتته مما يسمح للمياه بأن تجرى فيها ثانية . ويطلق على إيدروكسيد الصوديوم المستخدم فى هذا الغرض إسمه القديم

« ماء القلى » ، وأحياناً يطلق عليه اسم « الصودا الكاوية » . وكلمة كاوية يقصد بها تأثيرها على الجلد .

وتستخدم كميات كبيرة من إيدروكسيد الصوديوم فى تحويل لب الخشب إلى الأنسجة الصناعية أو الورق . فإذا عولجت ألياف القطن بإيدروكسيد الصوديوم ، تصبح أشبه بالحرير وأقوى وأسهل فى الصباغة . وأول من اكتشف هذه الطريقة رجل إنجليزى يدعى (جون ميرسر) سنة ١٨٥٠ . ويطلق على القطن الذى عولج بهذه الطريقة « القطن المرسد » .

وتعتبر كربونات الصوديوم قاعدة ضعيفة ويحتوى جزيئها على ذرتين من الصوديوم وذرة من الكربون وثلاث ذرات من الأكسيجين . وتتفاعل مع الأحماض ، فتتفكك ذرات الكربون والأكسيجين وتتصاعد على شكل ثانى أكسيد الكربون. ويطلق على كربونات الصوديوم اسم عام مبسط وهو الصودا ، وهو الإسم الذى أطلق على كربونات الصوديوم قبل أن يعرف الناس الذرات المكونة لها ، أو حتى وجود الذرات ذاتها ، وقد اشتق اسم عنصر الصوديوم من « الصودا » لأنها تحتوى عليه .

وتتعادل بيكربونات الصوديوم مع الأحماض الموجودة دائماً فى المعدة ، ويأخذ ثانى أكسيد الكربون الناتج طريقه خارج المعدة ، وعادة ما يحمل معه غازات أخرى، وهذا يخفف الضغط الذى يسبب الألم .

وتستخدم بيكروبونات الصوديوم أيضاً فى الخبيز . فباتحادها ببعض الأحماض الضعيفة (اللبن الرايب مثلاً) الموجودة فى الزبد تنتج ثانى أكسيد الكربون ، الذى يرفع الزبد والعجين ويجعلها خفيفة وإسفنجية (كما رأينا فى الفصل الخامس) . ولهذا السبب يطلق عليها اسم عام وهو « صودا الخبيز » . وعادة ما تحتوى البيكنج بودر أو مسحوق الخبيز على بعض منها .

أما كبريتات الصوديوم فيحتوى الجزىء منها على ذرة صوديوم وذرة كبريت وأربع ذرات أكسيجين بالإضافة إلى ١٠ جزيئات ماء — وأول من قام بدراستها هو الكيميائى الألمانى « جون رودولف جلوبر » سنة ١٨٥٨ ، ولذلك تعرف عادة باسم « ملح جلوبر » . وبإذابة هذا الملح فى الماء تنخفض درجة حرارة الماء بشكل ملحوظ — بينما ترتفع درجة حرارة الماء عادة بإضافة بعض المواد الكيميائية . فمثلاً حامض الكبريتيك أو إيدروكسيد الصوديوم إذا أذيبا فى الماء بسرعة وبكميات كبيرة يرفعان حرارة الماء إلى درجة الغليان . وهذا ما يتوقعه الكيميائيون عادة . أما أن يتحول الماء إلى ثلج ، فهذا ما يدعو إلى الدهشة .

وتتشابه تفاعلات مركبات البوتاسيوم مع مركبات الصوديوم وإن كانت أندر . فأولاً يقل وجود البوتاسيوم فى التربة عن الصوديوم . وبعض البوتاسيوم يوجد على شكل يصعب الحصول عليه .

وأحسن مصدر لمركبات البوتاسيوم التى يسهل الحصول عليها هو من رواسب « ستاسفورت » بألمانيا التى يبدو أنها نتجت من تجفيف خليج بحرى ، وتحتوى على كميات وافرة من مركبات البوتاسيوم المختلفة .

وأملاح البوتاسيوم أكثر ذوباناً من كلوريد الصوديوم . وقد جف البحر القديم ببطء بطريقة جعلت كلوريد الصوديوم يترسب أولاً ، فى حين بقى من الماء ما يكفى لاحتفاظه بأملاح البوتاسيوم ذائبة . أما مركبات البوتاسيوم فلم تظهر من الماء الملحى إلا فى النهاية ، ولذلك انتشرت على سطح الرواسب التى سبقتها . وبذا أصبح من السهل الحصول عليها وبشكل نقى نوعاً . ومن هذه الرواسب نستخرج ما يزيد على ثلث إنتاج العالم من البوتاسيوم .

وكانت الكيمياء الألمانية قبل الحرب العالمية الثانية هي الأكثر تقدماً في العالم كله، ودأب الكيميائيون الألمان على استعمال مركبات البوتاسيوم لغرض أو آخر إذ كانت رخيصة جداً في ألمانيا . ومن المسلم به أن مركبات البوتاسيوم كانت رخيصة أيضاً في أماكن أخرى . ولقد قلد الكيميائيون في البلدان الأخرى ـ مثل بريطانيا العظمى والولايات المتحدة ـ الألمان بطريقة عمياء فاستعملوا مركبات البوتاسيوم في الوقت الذي كانت فيه مركبات الصوديوم أرخص بكثير وتقوم عادة بنفس العمل (وليس دائماً) ، وهذا يكشف أن العلماء أيضاً لهم عيوبهم البشرية .

ويحتاج النبات أيضاً إلى البوتاسيوم ، وهناك خطر ينجم عن نقص البوتاسيوم في التربة مما يفقدها خصوبتها ، فتحتوى مخصبات كثيرة على ذرات البوتاسيوم في جزيئاتها. (وقد أهمل عمال المناجم أملاح البوتاسيوم التي كانت في رواسب «ستاسفورت» واستبعدوها أثناء تركيزهم على كلوريد الصوديوم الذي تحتها ـ وقد أدرك الألمان في سنة ١٨٦٥ فقط قيمة الإخصاب في هذه المادة التي أطلقوا عليها اسم «الملح العادم») .

والحقيقة أن النباتات تستهلك كميات وافرة من البوتاسيوم حتى إنها استخدمت كمصدر لمركبات البوتاسيوم. وفي واقع الأمر لم تكتشف مركبات البوتاسيوم في المعادن إلا في سنة ١٨٩٧ . وحتى ذلك الوقت كان المعروف أنها موجودة في النباتات ـ ثم حضرت بحرق النباتات وإذابة مركبات البوتاسيوم التي تخلفت من الرماد في الماء . ثم يصب الماء في أوان حديدية كبيرة ويترك ليغلي ويتبخر فتتبقى كربونات البوتاسيوم. ويتركب جزيئها من ذرتين من البوتاسيوم وذرة كربون وثلاث ذرات من الأكسيجين وفي بعض نباتات المحيطات نجد أن كربونات الصوديوم هي التي توجد في الرماد ، وكانت تحضر أيضاً بنفس الطريقة قبل عصر الكيمياء الحديثة .

والإسم الذى تعرف به كربونات البوتاسيوم هوالبوتاس (واضح أنها ترجع إلى الرماد المتخلف فى الإناء ـ فكلمة بوت [١] بالإنجليزية تعنى الإناء ، وآش [٢] تعنى الرماد) . وكربونات الصوديوم المحضرة بهذه الطريقة تسمى أيضاً صودا آش . ويسمى إيدروكسيد البوتاسيوم ، والذى يشبه كثيراً إيدرركسيد الصوديوم ولكنه أغلى منه ، بالبوتاسا الكاوية . ويرجع اسم عنصر البوتاسيوم إلى كلمة « رماد الإناء » السابق شرحها . والإسم العربى لهذا الرماد هو « القلى » ومنه اشتق الاسم الذى يطلق على إيدروكسيد البوتاسيوم وإيدروكسيد الصوديوم وهـــو « القلويات » الكاوية . وأكثر من هذا يسمى الصوديوم والبوتاسيوم ، وكذا العناصر الأخرى الموجودة فى نفس العمود من الجدول الدورى « بالفلزات القلوية » (ولقد قام العرب خلال العصور الوسطى بأعمال كيميائية كبيرة وإن كانت بعضها ذات طابع بدائى ، ولازالى الكثيرمن الكلمات العربية تستعمل حتى الآن فى الكيمياء الحديثة) .

من المحتمل أنك على معرفة بكلمة قلوى فى صناعة الصابون : فمن المهم دائماً أن تتخلص من إيدروكسيد الصوديوم الزائد الموجود ، وإلا تسبب الصابون الناتج فى التهاب الجلد . ولذا فكثيراً مايقول المعلنون عن الصابون فى الراديو والتليفزيون إن صابونهم لايحتوى على قلوى مؤذ . كما أن المعتاد أن نقول عن المادة إنها قلوية عندما نتحدث عن القواعد ـ أى أنها عكس الحامض .

وبهذه المناسبة أذكر أن الصابون لم يكن معروفاً فى الأيام الغابرة . وقد وجد اليونانيون والرومانيون أن رماد الخشب له خواصه فى التنظيف . وهذا يرجع إلى

---

(١) Pot

(٢) Ash

كربونات البوتاسيوم الموجودة فيه ، والتى تجزىء جزيئات الدهون والزيوت كما يفعل إيدروكسيد الصوديوم والبوتاسيوم وإن لم تكن بنفس الدرجة .

الاكتشاف بالضوء :

الفلزات القلوية — غير الصوديوم والبوتاسيوم — نادرة الوجود ، وأبسطها هو الليثيوم ، وهو العنصر رقم ٣ ، وهو يعلو الصوديوم مباشرة فى الجدول الدورى . وهو أخف العناصر جميعاً ويبلغ نصف وزن الماء . وهذا يعنى أنه أخف من معظم أنواع الخشب . وهو أقل من وزن الألومنيوم .

ومع ذلك فنحن لا نستفيد من خفة وزنه . وهو ليس نادراً فحسب ولكنه مثل كل العناصر القلوية نشيط جداً . فلو عرض للهواء اتحد حتى مع النيتروجين الموجود فيه ، وهو الشىء الذى لا تفعله العناصر القلوية الأخرى . وتضاف كميات صغيرة منه إلى بعض السبائك لزيادة صلابتها ، وتضاف أحياناً نترات الليثيوم إلى الألعاب النارية لإنتاج لون أحمر .

وقد اكتشفت استعمالات جديدة له فى السنين الأخيرة فيستخدم إيدروكسيد الليثيوم (ويحتوى جزيئه على ذرة ليثيوم وذرة إيدروجين) فى بعض أنواع القنابل الذرية . وهناك استعمال آخر سار ، وهو كعامل مساعد فى العمليات الجديدة لصناعة أنواع جديدة من البلاستيك .

وقد كان « أوجست أرفيدسن » أول من اكتشف الليثيوم سنة ١٨١٧ ، وقد فصله « دافى » سنة ١٨١٨ بالطريقة الكهربائية التى استخدمت فى الصوديوم والبوتاسيوم . وقد اشتق اسمه من الكلمة اليونانية التى تعنى « الحجر » ، لأنه يوجد فى مملكة المعادن فقط ، بينما يوجد الصوديوم والبوتاسيوم فى النباتات والحيوانات

أيضاً (وهما العناصر القلوية الأخرى التى كانت معروفة فى ذلك الوقت) . أما العناصر القلوية الثقيلة وهى « روبيديوم » رقم ٣٧ ، و « سيزيوم » وهو عنصر رقم ٥٥ ، فقد اكتشفا بطريقة مشوقة : فقد تذكر أنه إذا سخن أى عنصر ، خرج منه ضوء وإذا مر هذا الضوء فى منشور زجاجى خرج منه على شكل خطوط ذات ألوان مختلفة ، وأن كل عنصر له مجموعة خطوط مميزة له . فيعطى الصوديوم مثلاً أو أى مركب يحتوى على الصوديوم ، بالتسخين ، خطين قويين لونهما أحمر . وهذا النوع من التحلل يسمى « بالتحليل الضوئى » . وقد أمكن بهذه الطريقة كما رأينا اكتشاف الهيليوم فى الشمس .

ولم يكن الهيليوم أول عنصر اكتشف بواسطة التحليل الضوئى منذ قيام السكيميائى الألمانى « ر . و . بنزن » وعالم الطبيعة الألمانى « ج . ر . كيروشوف » بدراسة الخطوط الناتجة من تسخين مواد مختلفة . وفى سنة ١٨٦٠ صادفتهما مادة أنتجت خطوطاً زرقاء لا تنطبق مع خطوط أى عنصر آخر . وعرفا من الخواص السكيميائية لهذه المادة أن جزيئه لا بد أن يحتوى على ذرات فلز قلوى وأنه لا بد أن يكون فلزاً قلوياً جديداً لم يكن معروفاً من قبل . وقد أطلقا على هذا الفلز اسم سيزيوم وهو الإسم اللاتينى لسكلمة « أزرق — السماء » . وكان السيزيوم هو أول عنصر أمكن اكتشافه بواسطة نوع الضوء الذى ينتجه .

ولم تمض فترة قصيرة حتى وجد « بنزن وكيروشوف » مادة تحتوى على نوع آخر من ذرات فلز قلوى ، ولسكن فى هذه المرة كانت الخطوط الناتجة حمراء اللون ، ولذا أسميا الفلز الجديد « روبيديوم » وهى باللاتينية تعنى « أحمر داكن » .

ولسكن مضت فترة طويلة بالطبع قبل فصل أى من هذين العنصرين كفلز نقى .

ولم يتم فصل السيزيوم إلا سنة ١٨٨٢ والروبيديوم سنة ١٩١٠. وأمكن الحصول على كل منهما باستخدام طريقة دافى « الكهربية » .

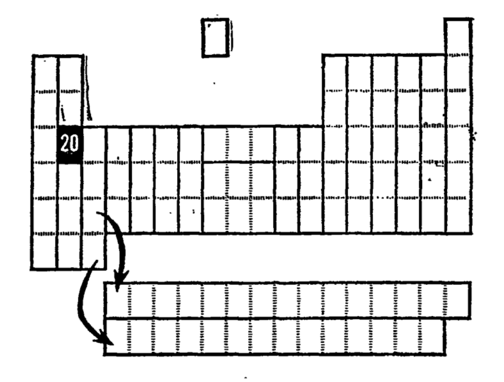
والسيزيوم هو أطرى الفلزات (طرى كالشمع) وأكثرها نشاطاً . وينصهر عند ٢٨٫٥ درجة مئوية فقط . وحيث أن هذه الدرجة تعادل ٨٣ درجة فهرنهيتى فإن السيزيوم يعتبر سائلاً مبرداً فى أيام الصيف .

وقد ذكرت فى مقدمة هذا الكتاب أنه بتسخين العناصر نجعلها تطرد بعض الإلكترونات الدقيقة التى تكون الأجزاء الخارجية من الذرة . والسيزيوم دون العناصر كلها يطرد هذه الإلكترونات بأقل مجهود . وقد تنبأ العلماء بأنه سيمكن فى المستقبل دفع سفن إلى الفضاء ، وذلك بإطلاق الإلكترونات بعيداً عن المادة . وتسمى هذه الطريقة لدفع السفن إلى الفضاء «بالدفع الأيونى» . وربما يصبح السيزيوم هو « الوقود » المستعمل فيتحول بذلك إلى مادة هامة فى عصر الفضاء .

الفصل الثالث عشر

الكلسيوم

عنصر العظام



من الطباشير إلى اللآلىء .

هناك بعض المعادن الموجودة فى القشرة الأرضية ولكنها ليست سيليكات ، وأشهرها الحجر الجيرى . ويعرف هذا المعدن بعدة أسماء تبعاً للشكل الذى يوجد عليه. فإذا وجد على شكل بلورات معتمة سمى « كالسيت» ، أما «السبار الأيسلندى» فبلوراته شفافة ، وأما النوع الجذاب جداً فهو الرخام. ويمكن صقله جيداً ، وقد صنعت منه معابد قدماء اليونان والرومان الجميلة .

أما كربونات الكالسيوم فهو الاسم العلمى للحجر الجيرى . ويلاحظ من الإسم أنه يحتوى على ذرات عنصر لم أناقشه بعد . هذا العنصر هو « الكالسيوم»، وهو رقم ٢٠.وهو فلز لونه أبيض فضىونشيط، ولكنه لا يبلغ نشاط الفلزات القلوية التى شرحتها فى الفصل السابق . ويتفاعل الكالسيوم مع الماء ويتصاعدالإيدروجين، ولكن بقوة أقل من الصوديوم أو البوتاسيوم . ويقتم لونه بسرعة بتعريضه للهواء لأنه يتحد مع الأكسيجينوكذا مع النيتروجين . وتمكن « دافى » من فصله كعنصر فى سنة ١٨٠٨ مستخدماً نفس الطريقة الكهربائية التى طبقت على الصوديوم والبوتاسيوم .

وتنتج كثير من الكائنات الحية كربونات الكلسيوم (الذى يحتوى جزيئه على ذرة كالسيوم وذرة كربون وثلاث ذرات أكسيجين) كمادة وقائية. فقشر البيض مكون من كربونات الكلسيوم ، وكذا صدف المحار واللزيق (سمك صدفى) . فإذا دخل جسم غريب مثل حبة من الرمال داخل المحار ، فإن المحار يغلفها بطبقة من كربونات الكلسيوم مكوناً جسماً كرياً لامعاً نسميه « اللؤلؤ » . واللآلىء الكاملة الشكل قيمة جداً ، ومع ذلك فهى مجرد كربونات كلسيوم : نفس كربونات الكلسيوم التى تجدها فى قشر البيض .

وتتفاعل كربونات الكلسيوم مع الأحماض مثل كربونات الصوديوم ، وينتج عنها ثانى أكسيد الكربون . ويتم هذا التفاعل أبطأ من كربونات الصوديوم ، لأنه لا يذوب فى الماء مثل كربونات الصوديوم (والمواد التى تذوب فى الماء تتفاعل فى كل أنواع التفاعلات الكيميائية أسرع وبشكل أكمل من المواد التى لا تذوب) .

وإذا أسقطت لؤلؤة فى محلول حامض (كالخل) فإنها تتفاعل ببطء مع الحامض ثم تتحطم وتتلاشى . وهذه طريقة للتعرف على اللؤلؤ الحقيقى من الصناعى ، ولكن ربما تضن بأى من لآلئك على هذا الاختبار ، وأنا لا ألومك على ذلك .

وهناك مجموعات مختلفة من الكائنات البحرية تعرف « بالمرجان » ، وهى تكون هياكل من كربونات الكلسيوم على أشكال مختلفة بعضها غريب جداً . وهى جميعاً تعيش فى البحار الضحلة الدافئة . ومعظم الجزر المرجانية الموجودة فى جنوب المحيط الهادى ما هى إلا هياكل متراكمة من هذه الحيوانات .

وتتكون أيضاً هياكل بعض الكائنات الميكروسكوبية من كربونات الكلسيوم ويتجمع بلايين البلايين منها فوق بعضها ، وقد تكون أكواماً هائلة . وتتكون بعض الهضاب عند « دوفر » من هذه الهياكل . ومن المحتمل أن كل رواسب كربونات الكلسيوم على الأرض هى بقايا حيوانات صغيرة مختلفة . وترجع الكميات الكبيرة منها أيضاً إلى أن الكلسيوم يكون ٢½٪ من القشرة الأرضية .

ولا تتأثر الرواسب الموجودة تحت الأرض إلا قليلا بمياه الأمطار . فتؤثر مياه الأمطار التى تتسرب إلى الداخل من سطح الأرض (حاملة معها ثانى أكسيد الكربون الذى أذابته من الهواء) وتغير جزىء كربونات الكلسيوم ، فيتحد مع الذرات الموجودة فى الماء وثانى أكسيد الكربون وتتحول إلى بيكربونات الكلسيوم الأكثر ذوباناً فى الماء من كربونات الكلسيوم .

وتنزاح تدريجياً بيكربونات الكلسيوم بواسطة المزيد من الأمطار ، وتتكون جحور كبيرة فى باطن الأرض ومنها كهف الماموث فى كنتكى . ومغاور كارلسباد فى نيومكسيكو ما هى إلا كهوف الحجر الجيرى ، وهى تحتوى على كل أشكال الحجر الجيرى الجميلة الساحرة حيث يتجمع بيكربونات الكلسيوم نتيجة تساقط الماء (المحتوى على البيكربونات) . وبتبخر الماء ، تترسب البيكربونات وتفقد الماء وثانى أكسيد الكربون وتصبح كربونات كلسيوم مرة ثانية . والحجر الجيرى الذى تجمد أثناء تساقط قطراته من سقف المغارة يسمى « ستالاكيت » . وتسمى العواميد التى ترتفع من الأرض « ستالجمايت » .

الجـــير :

إذا سخنت كربونات الكالسيوم تسخيناً شديداً تنفصل ذرة من الكربون وذرتان من الأكسيجين على شكل ثانى أكسيد الكربون ، ويتبقى بعد ذلك أكسيد الكالسيوم الذى يتكون جزيئه من ذرة كالسيوم وذرة أكسيجين .

ويطلق اسم عام على هذه المادة وهو « الجير السريع ». وكلمة «سريع» الموجودة فى الاسم لا تعنى أن المادة سريعة وإنما تعنى « حية » . ويعتبر أكسيد الكالسيوم حياً من الطريقة التى يمتص بها الماء ، فهو يفعل ذلك بمنتهى السرعة . وتنطلق كمية كبيرة من الحرارة أثناء هذه العملية ، بل الواقع أن كمية الحرارة الناتجة من إضافة الماء إلى أكسيد الكالسيوم كافية لإحراق الخشب (وسبق أن عرفنا كيف تشعل لهباً بإضافة الماء إلى الصوديوم أو البوتاسيوم — وهذه هى طريقة أخرى لإشعال النار بالماء).

وقد ذهل المشتغلون بأكسيد الكالسيوم « للشراهة » التى يتحد بها أكسيد الكالسيوم بالماء وبدا لهم كأن المادة إنسان عطشان لدرجة اليأس ، وبدأوا فى تسمية عملية إضافة الماء إلى الجير « بالإطفاء » ، كما لو كانت المسألة إطفاء العطش . والتعود على معاملة هذه العملية كما لو كانت شيئاً حياً قد يكون هو الذى أدى فى نهاية الأمر إلى إطلاق اسم « الجير الحى » عليها .

وعادة ما يطلق اسم الجير على أكسيد الكالسيوم . وقد اشتق اسم كالسيوم من « كالكس » calx وهو الاسم اللاتينى للجير .

وأكسيد الكالسيوم هو نوع من المواد التى أطلق عليها الكيميائيون فى الأزمنة الغابرة اسم الأرض، وهى أكاسيد ذات درجة انصهار مرتفعة. ومن أمثلة الأكاسيد الأخرى والتى سبق ذكرها أكسيد الألومنيوم وأكسيد الحديد وثانى أكسيد السيليكون. وبإضافة الماء

إلى أكسيد الكالسيوم يتكون إيدروكسيد الكالسيوم وهو معروف باسم الجير المطفأ (أى الجير الذى فقد ظمأه) ، وإيدروكسيد الكالسيوم قاعدة ، وعلى ذلك فأكسيد الكلسيوم يكون قاعدة وعند إذابته يسمى « أرضاً قاعدية » (وقد سبق أن ذكرت فى الفصل الثانى عشر أن القلوى والقاعدى كليهما يعنى عكس الحامض) . ولهذا السبب فإن الكلسيوم والعناصر المشابهة له تسمى « الفلزات الأرضيةالقلوية » .

وينصهر أكسيد الكلسيوم عند درجة حرارة مرتفعة تصل إلى ٢٥٠٠ درجة مئوية . وإذا سلط لهب على أكسيد الكلسيوم فلن ينصهر (مالم تكن حرارة اللهب على درجة كبيرة من الارتفاع) ولكنه سيتوهج ببريق أبيض كثيف كان يستعمل (قبل اكتشاف الإضاءة الكهربائية) فى إضاءة خشبة المسرح ، ولازال الأشخاص الذين يعرضون أعمالهم على الجماهير — لسبب أو آخر — يوصفون أنهم «تحت أضواء الجير » in Thetlimelight

المواد المترسبة :

يعتبر إيدروكسيد الكالسيوم من بعض النواحى قاعدة أقوى من إيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم ، فتتعادل أوقية من إيدروكسيد الكلسيوم مع كمية من الحامض تزيد بمقدار ١٠ ٪ من الكمية التى يتعادل فيها مع أوقية من إيدروكسيد الصوديوم ، وتزيد بمقدار ٥٠ ٪ عن الكمية التى يتعادل فيها مع أوقية من إيدروكسيد البوتاسيوم . وهنا يجب أن نضع فى الاعتبار مرة ثانية القابلية للذوبان .

تعلم أن هناك مواد تذوب فى الماء . فالملح الذى تضيفه إلى حسائك يذوب فيه ، وكذا السكر الذى تضيفه إلى القهوة . وهناك مواد أخرى لاتذوب فى الماء مثل الرمل والزجاج وكربونات الكلسيوم . وإيدروكسيد الصوديوم وإيدروكسيد البوتاسيوم شديدا

الذوبان فى الماء ، فيذيب لتر من الماء رطلا أو كثر من إيدروكسيد الصوديوم كما يذيب على الأقل رطلين من إيدروكسيد البوتاسيوم . وتعتبر مثل هذه المحاليل بشكل ما فيها من القاعدة محاليل قاعدية قوية .

أما إيدروكسيد الكلسيوم فهو قليل الذوبان فى الماء ، فيذيب لتر من الماء $\frac{١}{٤٠٠}$ من الأوقية فقط منه . ولهذا السبب يعتبر محلول إيدروكسيد الكالسيوم قاعدياً ضعيفاً ويسمى عادة « ماء الجير » . فإيدروكسيد الكالسيوم قوى ولكن لا يوجد منه الكثير فى المحلول .

ويتفاعل ثانى أكسيد الكربون حتى مع أصغر كمية من إيدروكسيد الكالسيوم الموجودة فى « ماء الجير » مكوناً كربونات الكلسيوم . وحتى كربونات الكلسيوم أقل ذوباناً فى الماء من إيدروكسيد الكلسيوم . وما أن تتكون من تفاعل ثانى أكسيد الكربون مع ماء الجير ، حتى تنفصل من المحلول (أى أنها « تترسب ») على شكل مسحوق أبيض . وإذا نفخت فى أنبوبة مغمورة فى ماء الجير ، رأيت فى الحال أن السائل قد تحول إلى سائل لبنى نتيجة ترسب كربونات الكلسيوم .

وهذه طريقة مفيدة للكشف عن وجود ثانى أكسيد الكربون فى عملية التنفس . وما يحدث بين ثانى أكسيد الكربون وإيدروكسيد الكلسيوم له أهمية خاصة فى حياتنا اليومية .

« والبياض » بالجير مثلا ، ما هو إلا إيدروكسيد الكلسيوم المضاف إلى الماء . فبعضه يذوب ، ولكن يطفو معظمه فى الماء بشكل معلق . وإذا دهن أى جسم خشبى أو سور بالبياض ، فإن طبقة إيدروكسيد الكلسيوم الرقيقة سرعان ما تتفاعل

مع ثانى أكسيد الكربون الجوى وتتحول إلى كربونات الكالسيوم ، وتلتصق كربونات الكالسيوم بالخشب بشدة . وحيث أنها لاتذوب فى الماء فإنها لا تزول بالأمطار .

ويتكون الملاط (المونة) بمزج إيدروكسيد الكالسيوم بالرمل بنسبة معينة . ويوضع الملاط بين الطوب عند رصه لبناء جدار . وهنا أيضاً ، بتعريض إيدروكسيد الكالسيوم للتغيرات الجوية ، يتحول إلى كربونات ، وعندئذ يتجمد الملاط أى يصبح صلداً ، ويلتصق بشكل متين جاعلا الجدار كأنه قطعة واحدة .

ويحتاج البناءون أحياناً إلى مادة تتجمد وتقوى تحت الماء . ولايتأتى هذا مع الملاط ، لأنه يحتاج للهواء وما يحتويه من ثانى أكسيد الكربون ليتجمد . « والأسمنت » يحل هذه المشكلة — فهو خليط من الحجر الجيرى والطفل . فبإضافة الماء يتحد معه كل من الحجر الجيرى والطفل لينتج سيليكات كلسيوم الألومنيوم الصلبة .

ويستفاد من الأسمنت فى أغراض عدة ، ولكن أعظمها بلا شك هو فى بناء السدود الكبيرة — فهنا تظهر قيمة مقدرته على التجمد تحت الماء . ولزيادة قوة الأسمنت يضاف إليه الرمل والحجر المجروش . وإذا صب المخلوط ويسمى «الخرسانة» حول هيكل من القضبان الحديدية ينتج « الخرسانة المسلحة » ، وتصبح من القوة بحيث تقاوم أنهاراً بأكملها من المياه .

وأحد مركبات الكالسيوم الهامة المعروفة هو ما يطلق عليه اسم «عجينة باريس » — والإسم العلمى لها هو « كبريتات الكالسيوم نصف المائية » (ويحتوى الجزىء منها على ذرة من الكالسيوم وذرة من الكبريت وأربع ذرات من الأكسيجين). وهى تكون

كبريتات الـكلسيوم ـ باضافة كمية صغـيرة من المـاء هى جزىء لـكل جزيئين من كبريتات الـكلسيوم . وتتحول عجينة باريس بتعريضها للمـاء إلى « كبريتات الـكلسيوم ثنائية المـاء » ـ وهى اتحاد جزيئين من المـاء لـكل جزىء من كبريتات الـكلسيوم . وعجينة باريس هى مسحوق أبيض مفكك ولـكنها تتحول بالماء إلى مادة صلدة كالحديد الصلب ، تستعمل فى عمل جبائر للأطراف المـكسورة لتمنعها من الحركة حتى تلتحم العظام .

وبهذه المناسبة فان « الجبس » هو حجر معروف موجود فى الطبيعة . ويوجد أحياناً على شكل كتل بيضاء تعرف « بالمرمر » ، ولـكنك ولا شك تعرفه أكثر على شكل طباشير السبورة المستعمل فى حجرات الدراسة .

وكلوريد الـكلسيوم هو نوع آخر من مركبات الـكلسيوم (ويحتوى الجزىء منه على ذرة من الـكلسيوم وذرتين من الـكلور) . وهو يمتص بخار المـاء من الجو ، ولهذا السبب يرش أحياناً على الطرقات القذرة ، وحتى لو كان الجو جافاً فإنه يمتص من بخار المـاء ما يجعل سطح الطرقات رطباً . أما إذا ترك الطريق جافاً تماماً فإن مرور العربات يسبب قيام سحب من التراب مما يجعل قيادة السيارات غير مريحة وأحياناً خطيرة .

<u>عسر الماء :</u>

هكذا نرى أن كثيراً من المركبات السابق ذكرها فى هذا الـكتاب تحتوى على ذرات الـكلسيوم فى جزيئاتها .

فمسحوق إزالة الألوان مثلاً ماهو إلا «هيبوكلوريت الـكلسيوم» ، «والفلسبار» الذى اشتق اسم الفلور من مصهوره ما هو إلا فلوريد « الـكلسيوم » . ويحتوى

الزجاج العادى على سيليكات الكالسيوم وسيليكات الصوديوم . ويطلق أحياناً على سيليكات الصوديوم بمفرده الزجاج المائى لأنه يذوب فى الماء ، فى حين أن مخلوط سيليكات الكلسيوم وسيليكات الصوديوم فى الزجاج لا يذوب (ويصنع الزجاج عادة بتسخين الرمل والصودا والحجر الجيرى إلى درجة تزيد عن ١٣٠٠ درجة مئوية وترك المخلوط لينصهر مع بعضه — فالرمل يمدنا بالسيليكات ، وتمدنا الصودا بالصوديوم ، والحجر الجيرى بالكلسيوم). وإذا استبدلنا البوتاس بالصوديوم ، فينتج «الزجاج البوتاسى» وهو أصلد ، وينصهر عند درجة أعلى من الزجاج « الصوديومى » .

وسطح الزجاج العادى ليس ناعماً كما يجب ، بل به تموجات وخدوش . وتبدو الأجسام خلال هذا الزجاج مشوهة . أما إذا كشط السطح لينعم فسينتج « الزجاج المشطوف » وهو خال من التشويه .

وإذا ضمت طبقتان من الزجاج معاً بواسطة فرخ رقيق من البلاستيك الشفاف ، يصبح الزجاج غير قابل للتهشيم ، ربما ينكسر ولكن القطع لا تتناثر ، بل تبقى فى مكانها ملتصقة بالبلاستيك . ومثل هذا النوع من زجاج الأمان يستخدم فى السيارات على سبيل المثال ، فيمكن تجنب الأضرار المروعة التى يمكن حدوثها بواسطة الزجاج المتناثر فى حالة الحوادث .

وتسمى الطبقات الرقيقة من الزجاج التى تصنع لتكسو الطفل أو الطوب أو غيرهما من المواد ذات الدرجة العالية الانصهار « بالصقلة » (١) . ويمكن إضافة مركبات معينة للصقلة لجعلها بيضاء أو معتمة أكثر منها شفافة . ومثل هذه الصقلة المعتمة هى « طلاء » . ومعظم الأدوات فى المطابخ الحديثة تتكون من معدن ذى طلاء

---

glaze

من الميناء . ويوفر المعدن المتانة بينما يقدم الطلاء الوقاية ضد فعل الهواء والماء ، وفى نفس الوقت فله جماله الأملس الخاص .

ويمكن أن يأخذ الزجاج شكلا آخر من الجمال أيضاً عندما تضاف المواد الكيميائية لتعطيه لوناً . ويمكن أن توضع قطع صغيرة من الزجاج المختلف الألوان من هذا النوع إلى جانب بعضها البعض لإنتاج قطع رائعة من الفن . ومركبات الكلسيوم هامة بالنسبة للحياة كما هى بالنسبة للزجاج . فعديد من المخصبات هى مركبات الكلسيوم : فالسوبر فوسفات مثلا ، الذى أشرت إليه فى الفصل التاسع ، هو خليط من الفوسفات والكلسيوم وكبريتات الكلسيوم . كما أن الخليط من نترات الكلسيوم وأكسيد الكلسيوم مخصب هام آخر .

أما أكثرها أهمية فهو أن العظام تحتوى على كلسيوم . ولقد سبق أن أشرنا إلى أن العظام تتكون من الفوسفات ، والواقع أنها تتكون من فوسفات الكلسيوم المركب ، ممتزجاً بكمية أصغر من كربونات الكلسيوم . والهيكل العظمى للذكر البالغ المتوسط يحتوى على حوالى رطلين وربع من الكلسيوم ، وحوالى رطل واحد فقط من الفوسفور . والفوسفور هام أيضاً فى الأنسجة الرخوة فى الجسم . أما الكلسيوم فيوجد فقط تقريباً فى العظام . ولذا فالكلسيوم هو صاحب الحق الأفضل فى أن يسمى « مادة العظام » .

وإلى هنا ، فمن المؤكد أن الكلسيوم يبدو كأن له جانباً طيباً فقط دون أن يكون له جانب سيء على الإطلاق . ولكن هذا خطأ . فمن ناحية واحدة على الأقل من الممكن أن يكون الكلسيوم مزعجاً جداً لسيدة المنزل — فالماء الذى يأتى من صنبورك من الممكن أن يكون من النوع الذى ينتج رغوة جميلة عند إضافة الصابون . ومثل هذا الماء لا يحتوى إلا على كميات ضئيلة من المواد الصلبة ذائبة فيه مثل الماء المأخوذ من خزانات الجبال التى تزود فى أغلب الأحوال بواسطة الأمطار . ومثل هذا الماء

يسمى « الماء اليسر » . ومن بين المدن الأمريكية الحسنة الحظ التي لديها ماء يسر في متناول يد سكانها مدينتا بوسطن ونيويورك .

أما الماء المأخوذ من البحيرات والأنهار فقد كان على اتصال بالتربة لوقت ما ، وغالباً ما قام بإذابة مقدار صغير من مركبات الكالسيوم . وعندما يضاف الصابون إلى مثل هذا الماء ، تتحد جزيئات الصابون مع مركبات الكالسيوم . وصابون الكالسيوم هذا لا يكوّن رغوة ، فهو لزج وغير قابل للذوبان ويبقى على الملابس في حوض الغسيل ومن الصعب إزالته . وبدلا من أن ينظف فربما يجعل الأشياء تبدو أكثر قذارة . و (الحلقة) المحيطة بإناء الغسيل ، هي في العادة تجمع من صابون الكالسيوم أكثر مما هي مجرد قذارة . والماء من هذا النوع يدعى الماء « العسر » .

ولحسن الحظ من الممكن أن نجعل الماء العسر يسراً : فإذا ما كان مركب الكالسيوم الموجود هو بيكربونات الكالسيوم ، فيكفي بمجرد غلي الماء أن تتحول بيكربونات الكالسيوم الذائبة إلى كربونات كالسيوم — وهذا ينفصل حيث أنه غير قابل للذوبان . ولما كان مركب الكالسيوم الموجود على شكل محلول فقط هو الذي يسبب الضرر ، فبانفصال كربونات الكالسيوم عن السائل لا يتبقى في الماء ما يعيق عملية تكوين الرغوة . والماء من هذا النوع الذي يمكن تحويله إلى ماء يسر بواسطة الغليان ، هو « ماء ذو عسر مؤقت » .

ولكن ما هو الحال إذا ما احتوى الماء على كبريتات الكالسيوم أو كلوريد الكالسيوم ؟ إن هذه المواد لا تتأثر بالغليان . فمن الممكن أن نغلي الماء كما نشاء ومع ذلك يظل عسراً . وهذا هو « الماء الدائم العسر » .

وإذا ما أضيفت كربونات الصوديوم إلى الماء الدائم العسر ، فإنها تتحد مع

كربونات الكالسيوم أو كلوريد الكالسيوم ، ليكون كربونات . وتنفصل كربونات الكالسيوم عن الماء ولا تسبب ضرراً بعد ذلك . والشيء الوحيد الذى يترك فى الماء هو كبريتات الصوديوم أو كلوريد الصوديوم — وهذه ليس لها تأثير سيء على الصابون . وهكذا حولت كربونات الصوديوم الماء إلى ماء يسر . ولهذا السبب تسمى عادة « بصودا الغسيل » . (ويمكن إضافة مواد أخرى مثل فوسفات الصوديوم والأمونيا إلى الماء العسر للتخلص من الكالسيوم، ولذلك تعتبر ميسرات الماء أيضاً) . ويمكننا أيضاً أن نيسر الماء بأن نسمح له بالمرور خلال نوع معين من الطفل يدعى الزيوليت ، فتتحد ذرة الكالسيوم مع الزيوليت عندما يمر الماء خلاله، وتحل ذرات الصوديوم غير الضارة والموجودة فى الزيوليت محلها فى المحلول .

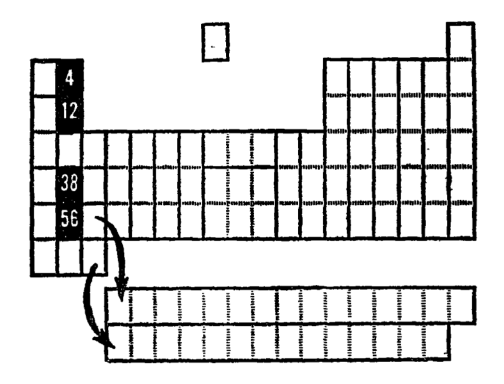
ولقد صنع الكيميائيون جزيئات عضوية مركبة تدعى « بالأصماغ المتبادلة للأيونات،» وهى تؤدى عملاً أفضل من الزيوليت . ومن الممكن أن نصنع أصماغاً متبادلة الأيونات يمكنها أن تخرج كل المواد المختلفة الذائبة فى الماء ، أو كلها تقريباً ، بما فى ذلك كلوريد الصوديوم . وبهذه الطريقة يمكن أن يصبح ماء البحر مثلاً قابلاً للشرب . ويمكنك أن ترى مدى فائدة مثل هذه الأصماغ المتبادلة الأيونات بالنسبة للحياة على مركب طافية على سطح معزول من المحيط ينتظر ركابها الغوث .

والطريقة الأخرى لعلاج مشكلة الماء العسر هى صناعة مركبات تعمل كالصابون ، ولكنها لا تكون مركبات غير قابلة للذوبان مع الكالسيوم . ولقد قدمت إلى الأسواق عدة أنواع من مثل هذه المسهلات فى الأعوام العشرة الأخيرة حتى لم يصبح الماء العسر مشكلة ذات أهمية لربة المنزل كما كان عليه من قبل .

الفصل الرابع عشر

الماغنسيوم

العنصر القابل للاشتعال



الذهب الأبيض :

يوجد فوق الكلسيوم مباشرة فى الجدول الدورى العنصر رقم ١٢ ، وهو « الماغنسيوم » . إنه يشبه الكلسيوم تماماً فى عديد من خواصه . وهو يكاد يكون فى درجة نشاط الكلسيوم . والماغنسيوم معدن آخر من العناصر التى فصلها « دافى » (عام ١٨٠٨) لأول مرة بواسطة طريقته فى الفصل الكهربائى .

ولكن عند ما يتعرض الماغنسيوم للهواء ، لا يقتم بالطريقة غير المرضية التى تحدث للصوديوم والبوتاسيوم والكلسيوم والحديد ، ولكنه بدلا من ذلك يسلك سبيل الألومنيوم : فسرعان ما يغطى بطبقة رقيقة شفافة من أكسيد الماغنسيوم . وهذه الطبقة معتمة وواقية لدرجة أنه يمكن استخدام صفائح من الماغنسيوم فى بناء الطائرات رغم أنه عنصر نشط جداً . والماغنسيوم أكثر نشاطاً من الألومنيوم ، بل إنه فى الواقع أكثر المعادن نشاطاً ويمكن تحويله إلى منتجات صناعية بشكل نقى أو قريب من النقاء . ويحمى الماغنسيوم ، كالألومنيوم ، بواسطة طبقة سطحية من الأكسيجين مكوناً « أكسيد الماغنسيوم » هذه المرة .

ويجب مع ذلك ألا يدفع الماغنسيوم إلى أكثر مما يحتمل ، فحتى طبقة الأكسيد هذه لا تقيه جيداً . فإذا ما سخن الماغنسيوم فى الهواء ، انفجر إلى لهب أبيض لامع لدرجة تخطف البصر . ومن الممكن أن تنتج هذه العملية من مجرد الاحتكاك .

ويجب على المصانع المنتجة للماغنسيوم أن تتخذ الاحتياطات ضد مخاطر الحريق هـــذه .

ولهذا اللهب الأبيض للماغنسيوم بالطبع (شأنه شأن كل شىء غير سار) بعض الفوائد . فعند ما كان يلزم التقاط صورة فوتوغرافية بدون ضوء الشمس فى الأيام السابقة لتطور الأفلام الحساسة ، كان من اللازم الحصول على ضوء ساطع آخر .

ولقد كان ضوء الماغنسيوم ساطعاً بما فيه الكفاية ، بل إنه ما زال يستخدم فى أغلب الأحيان فى التصوير الفوتوغرافى . وفى البداية كان المصورون الفوتوغرافيون يضعون بعضاً من مسحوق الماغنسيوم بالإضافة إلى مركب يكون الأكسيجين فى داخل إناء صغير مفتوح ويشعلونه فى اللحظة المناسبة . ولقد كانت هذه طريقة

خطرة إلى حدما أيضاً . أما اليوم فلدينا الصمامات الوهاجة (الفلاش) التى تحتوى على شبكة من أسلاك الماغنسيوم الدقيقة (وإن كان من الممكن استخدام الألومنيوم أيضاً) المحاطة بالأكسيجين . ومن الممكن تصميم الكاميرا بحيث يشعل تيار كهربائى صغير الماغنسيوم بمجرد دفع المزلاج ، منتجاً الوهج الساطع اللازم (ومن الطبيعى أن الصمام الوهاج يستخدم مرة واحدة) .

ولهب الماغنسيوم استخداماته فى زمن الحرب أيضاً . فالمشاعل التى تلقى بواسطة الطائرات من السماء كإشارات أو كأجهزة لإضاءة الأرض وإرشاد قاذفات القنابل هى عادة من ماغنسيوم مشتعل .

والأمر الأقل بهجة هو القنابل الحارقة التى غالباً ما تصمم من أجل إشعال كمية من الماغنسيوم بمجرد أن تصطدم بهدفها . وحرارة نار للماغنسيوم كافية لإشعال كل شىء فى المبنى . ومن الصعب إطفاء نيران الماغنسيوم قبل وقوع خسائر فادحة ، إذ أن الماغنسيوم نشط لدرجة أنه يتحد مع النيتروجين ، وينتزع الأكسيجين حتى من ثانى أوكسيد الكربون ومن الماء . وليس لأى من المواد الخاملة العادية المحمول القدر الكافى لدرء نيران الماغنسيوم . وقد تستطيع الرمال أن تقوم بهذه العملية ولهذا السبب طلب من الناس أثناء الحرب العالمية الثانية أن يضعوا أكياساً من الرمال مجهزة لاستخدامها فى حالة الغارات الجوية .

وأحسن فوائد الماغنسيوم خفة وزنه ـ فهو أخف حتى من الألومنيوم . فالبوصة المكعبة من الألومنيوم ، كما قلت فى البداية ، تزن أوقية ونصف . أما البوصة المكعبة من الماغنسيوم فتزن أقل قليلاً من الأوقية . ولهذا السبب فالماغنسيوم، مثل الألومنيوم

يستخدم أكثر فى صناعة الطائرات وفى غيرها من المنشئات التى يكون للوزن الخفيف فيها أهمية أكثر من المتانة . وعادة ما يستخدم فى شكل سبيكة مع الألومنيوم .

وتوجد سبيكتان من هذا النوع وهما « الدولوميت Dolomite » التى تتكون من ٩٠ ٪ من الماغنسيوم والباقى أغلبه من الألومنيوم ، « والماجناليوم Magnalium » التى تتكون من ٣٠ ٪ من الماغنسيوم والباقى من الألومنيوم .

ولقد زاد استخدام سبائك المعادن الخفيفة فى صناعة الطائرات فى الحرب العالمية الثانية ، لدرجة أن إنتاج العالم من الماغنسيوم قد ازداد عشر مرات من ٢٠ر٠٠٠ طن فى العام إلى أكثر من ٢٠٠ر٠٠٠ طن فى العام .

تلاشى القارات :

والماغنسيوم عنصر شائع فى القشرة الأرضية إذ يكون ٢½ ٪ من وزنها ، ويزداد انتشاراً كلما ازددنا عمقاً فى باطن الأرض .

ولعلك تتذكر أننى قلت إن القارات هى ألواح جرانيتية هائلة وأنها خليط من السليكا وسليكات الألومنيوم . وتحت هذه الألواح الجرانيتية (وتحت مياه المحيط) يوجد البازلت الذى هو عبارة عن سليكات الماغنسيوم . وكما كونت القارات الطبقة السليكولومية (اختصار للسليكون والألومنيوم) فالمنطقة التى تحتها سميت بطبقة السيما (اختصاراً للسليكون والماغنسيوم) .وفى القشرة نفسها تكونت كربونات الماغنسيوم متحدة مع كربونات الكلسيوم ، وتكونت سلسلة كاملة من الجبال . ويسمى هذا الاتحاد « بالدولوميت » Dolomite .

وإذا ما أخذت الأرض كلها فى الاعتبار ، وليس قشرتها فقط، لوجدنا أن

لماغنسيوم أكثر من الألومنيوم . والماغنسيوم فى الواقع يشكل ٨½ ٪ من مجموع الأرض . ويعتقد بعض الجيولوجيين أن النسبة يمكن أن ترتفع إلى ١٧ ٪ ، ولذلك فالحديد هو المعدن الوحيد الأكثر شيوعاً منه .

وبعض الأشكال الشائعة لسليكات الماغنسيوم هما « الطلق » Talc و« الأسبستس » Asbestos . والأخير معدن من الممكن أن ينتزع منفصلاً على شكل ألياف من الممكن أن تنسج وتغزل فى شكل نوع خشن جداً من القماش. والستائر أو الأدوات المصنوعة من هذا القماش غير قابلة للاحتراق وهى لا تتأثر بالحرارة (أو البرودة) لفترة من الزمن . وغالباً ما تغلف أنابيب البخار وأنابيب الماء الساخن بالأسبستس وتصنع منه جميع أنواع الأسفلت المضادة للنيران والعوازل والقيشانى . أما الطلق فعبارة عن مادة رخوة حريرية الملمس تستخدم فى شكل مسحوق كما هو الحال فى مسحوق الطلق المعروف . والكتل الصلبة من الطلق تدعى « حجر الحرارة» Soapstone . ومازال هناك نوع آخر من سليكات الماغنسيوم «وهو طين الخفاف » وهو مادة خفيفة مسامية (واسمها هو الكلمة الألمانية) التى معناها « زبد البحر » التى تستخدم فى غلايين المدخنين . ومع كثرة الاستعمال تمتص هذه المادة قطران التبغ الملون ويتخذ الغليون كله لوناً واحداً غزيراً يقدره أولئك المهتمون بمثل هذه الأشياء .

ومع ذلك فإننا لا نحصل حالياً على الماغنسيوم من الأرض. إذ يوجد « كلوريد الماغنسيوم » كمادة صلبة ذائبة فى ماء البحر . ويوجد من كلوريد الماغنسيوم ما يبلغ ⅕ كلوريد الصوديوم فى ماء البحر . ومع ذلك يوجد ١٨ مليون طن من كلوريد

الماغنسيوم فى الميل المكعب من ماء البحر . وبما أنه يوجد حوالى ثلاثمائة مليون ميل مكعب من ماء البحر فإننا لن نخشى خطر نفص الماغنسيوم إذا حاولنا الحصول عليه من ماء البحر . بل إننا فعلاً نقوم بهذا . ويعتبر الماغنسيوم الفلز الوحيد الذى يمكن الحصول عليه اقتصادياً من البحر . وأما الفلز الآخر الوحيد الذى نحصل عليه من البحر فهو « لا فلز البروم » .

ويوجد كلوريد الماغنسيوم أحياناً كشوائب مع الملح العادى . وكلوريد الماغنسيوم،مثله كمثل كلوريد الكلسيوم،يمتص بخار الماء من الجو . وإذا وجد فى الملح فإنه يمتص كمية من بخار الماء مما يجعله متميعاً (خصوصا فى الأيام الممطرة)ويتعجن الملح ويصعب صبه . ومع أن هذا شيء تافه إلا أنه كثيراً ما يضايق ربة البيت ويثير أعصابها . ولذلك تعالج أنواع من الأملاح هذه الأيام لمنع التعجين . ويوجد كلوريد الماغنسيوم متحداً أيضاً مع كلوريد البوتاسيوم فى رواسب « ستاسفورت». ويسمى هذا الاتحاد « بالكارناليت » Carnallite .

ويطلق على أكسيد الماغنسيوم بشكل عام اسم الماغنسيا . وقد اشتق هذا الاسم من نفس الحى الموجود فى اليونان ، والذى أطلق على أساسه اسم مغناطيس و مغناطيسية . وقد اشتق اسم عنصر الماغنسيوم من الماغنسيا . ويقاوم أكسيد الماغنسيوم الحرارة وينصهر عند درجات الحرارة المرتفعة بل عند درجات أكثر ارتفاعاً من أكسيد الكلسيوم . ويستخدم كلاهما فى تبطين الأفران . ويتجمد المخلوط من أكسيد الماغنسيوم وكلوريد الماغنسيوم بعد تنديته بالماء ، ويتحول الى كتلة صلبة فى ساعات قليلة ويسمي « بالأسمنت » السريع .

ويتكون إيدروكسيد الماغنسيوم بإذابة أكسيد الماغنسيوم فى الماء ، وهو قاعدى وأقل ذوباناً فى الماء من إيدروكسيد الكلسيوم .

وبإذابة إيدروكسيد الماغنسيوم فى الماء ، يكون سائلاً معلقاً أبيض مغبراً يسمى « لبن الماغنسيوم » . ويستعمل لبن الماغنسيا أحياناً كمضاد للأحماض ومسهل وهناك مركبان آخران للماغنسيوم يستعملان كمسهل أيضاً وهما سترات الماغنسيوم وكبريتات الماغنسيوم .

وإذا التصقت سبعة جزيئات من الماء بجزىء من كبريتات الماغنسيوم ، فإنها تكون ملحاً يعرف بالملح الإنجليزى أو « ملح إبسم » EPsom Salt . ويرجع هذا الاسم إلى أول تحضير له من ماء ينبوع وجد فى مدينة إبسم فى جنوب شرق إنجلترا فى عام ١٦٩٥ .

وتجعل مركبات الماغنسيوم الماء عسراً ، مثل مركبات الكالسيوم (وكذلك مركبات الحديد) . ويمكن استعمال نفس الطرق لتيسير الماء ، وذلك من مركبات الكالسيوم ، وبنفس الطريقة أيضاً مع الماغنسيوم والحديد .

والماغنسيوم من العناصر الهامة الضرورية للحياة . فيوجد ¾ الأوقية منه فى جسم الإنسان ويوجد معظمه فى العظام . وقد تركت للنهاية نقطة عن الماغنسيوم ربما تكون أهم النقط جميعاً . ذلك أن كل النباتات الخضراء تحتوى على مركب يسمى « بالكلوروفيل » . و « الكلوروفيل » هو الذى يمتص الطاقة من أشعة الشمس ويمثلها حتى يمكنه بناء أنسجته من مجرد الماء وثانى أكسيد الكربون والأملاح . وتعيش كل الحيوانات على أنسجة النبات . وهذا يعنى أن كل حياة النباتات والحيوانات (وكل أنواع الحياة الميكروسكوبية) تتوقف على الكلوروفيل. ويحتوى كل جزىء من الكلوروفيل على ذرة من الماغنسيوم . ولا يمكن للكلوروفيل أن يعمل دون تلك الذرة من الماغنسيوم ، وإلا انتهت حياة الإنسان والنبات .

الألعاب النارية وأشعة إكس :

أما الفلزان القلويان الموجودان تحت الكلسيوم مباشرة فى الجدول الدورى

فهما أقل انتشاراً من الـكلسيوم والماغنسيوم ولـكنهما ليسا نادرين تماماً .

فالإسترانتيوم هو العنصر رقم ٣٨ ، وقد أطلق عليه هذا الإسم لأنه تم إكتشاف معدن يحتوى عليه عام ١٧٩٠ في مناجم الرصاص بالقرب من سترونتيان باسكتلندا .

والباريوم هو العنصر رقم ٥٦ واشتق اسمه من المعدن المعروف المحتوى على ذرة الباريوم . وقد كان يسمى فى يوم ما « بارايتس » وهو مشتق من الـكلمة اليونانية التى تعنى « ثقيل » . ويعرف المعدن حالياً باسم « البارايتا » ، وهو ثقيل جداً ، أثقل من الجرانيت مرتين ، ويطلق عليه بالإنجليزية « السبار الثقيل » .

وقد تمكن « دافى » من فصل كل من الإسترانتيوم والباريوم فى عام ١٨٠٨ . ومظهرهما متشابه مع الـكلسيوم ، وكذا تفاعلاتهما، بل وهما أكثر نشاطاً. ويشتعل مسحوق الباريوم بتعريضه للهواء : ويعتبر الباريوم أكثر معادن الأرض القلوية نشاطاً وهو نموذج للمعدن القلوى .

وللباريوم قابلية شديدة للامتصاص وللاتحاد مع النيتروجين والأكسيجين مثله فى هذا مثل الغازات النشيطة الأخرى كالماغنسيوم والسيزيوم . ولهذا السبب تدخل كرية صغيرة من هذه العناصر الثلاثة فى صمامات الراديو أثناء صناعته . فبعد تفريغ الصمامات من الهواء بواسطة آلة تفريغ الهواء ، نجد أنه لا تزال هناك آثار باقية من الهواء ــ وهى مجرد آثار ولـكنها تـكفى لوقف عمل الصمامات ، لذلك تسخن كرية الباريوم والماغنسيوم والسيزيوم الموجودة بواسطة الـكهرباء ، فتتبخر وتتحد بالأجزاء الصغيرة من الأكسيجين والنيتروجين التى بقيت بعد التفريغ . وبتبريد الصمام يترسب مخلوط العناصر والمركبات على السطح الداخلى مكوناً مرآة بيضاء . ولا بد أنك لاحظت هذه المرآة إذا ما نظرت إلى صمام الراديو .

وتستخدم مركبات من كل من الإسترانتيوم والباريوم فى الألعاب النارية والمشاعل . فتشتعل نترات الإسترانتيوم بضوء ذى لون أحمر . أما نترات الباريوم فبلون أخضر زاه . ويتحد إيدروكسيد الإسترانتيوم بالسكر مكوناً « سكرات الإسترانتيوم » الغير ذائبة . وتستعمل فى فصل السكر من المولاس (العسل الأسود). وما أن تنفصل سكرات الإسترانتيوم حتى يسهل إزالة ذرة الإسترانتيوم منه . ويعتبر إيدروكسيد الباريوم أقوى قاعدة بين كل إيدروكسيدات الأرض القلوية . وفى بعض الأحيان تفوق إيدروكسيدات الصوديوم والبوتاسيوم ، لأن الأخيرتين تمتصان ثانى أكسيد الكربون من الهواء (إلا إذا اتخذت احتياطات خاصة) . وكربونات الصوديوم والبوتاسيوم الناتجة تجعل الإيدروكسيدات غير نقية . ويذيب إيدروكسيد الباريوم ثانى أكسيد الكربون أيضاً ، ولكن كربونات الباريوم الناتجة تختلف عن الكربونات القلوية فى أنها لا تذوب بل ترسب كمسحوق أبيض . وينتج عن ذلك أن إيدروكسيد الباريوم يصفر بشكل ضئيل ولكنه يبقى نقياً .

ومركبات الباريوم سامة جداً . مثال ذلك كربونات الباريوم (التى عادة ما تستخدم كسم للفئران) ،ومع ذلك فإننا نتعاطى نوعاً من مركبات الباريوم وبكميات كبيرة تحت إرشاد الطبيب . قد يبدو هذا غريباً ولكن هناك سبباً وجيهاً لذلك .

والإسم العلمى للبارايت هو كبريتات الباريوم (ويحتوى الجزىء منها على ذرة من الباريوم وذرة من الكبريت و ٤ ذرات من أكسيجين) .

وكبريتات الباريوم غير قابلة إطلاقاً للذوبان فى الماء ، بل هى أقل قابلية للذوبان من كربونات الكلسيوم . ولا يمكن أن تضرك مركبات الباريوم إلا إذا كانت على شكل محلول ، لأن الجسم لا يمتص فى الأمعاء الدقيقة إلا المواد الذائبة . وطالما أن كبريتات الباريوم غير ذائبة فهى تمر فى الأمعاء وتخرج منها دون أن تضرك .

ومع ذلك لماذا يطلب منك الأطباء أحياناً أن تشرب هذه المادة ؟ الإجابة على ذلك بسيطة : تخترق أشعة إكس الذرات البسيطة، أى الذرات المنخفضة الأرقام، ولكنها بواسطة الذرات ذات الرقم المرتفع تمتصها . وتتكون عظام الجسم أساساً من كلسيوم (عنصر رقم ٢٠) وفوسفور (عنصر رقم ١٥). وتتكون أنسجة الجسم أساساً من إيدروجين (رقم ١) وكربون (رقم ٦) ونيتروجين (رقم ٧) وأكسيجين (رقم ٨) . وعلى ذلك تمر أشعة إكس خلال الجلد واللحم والدم بسهولة أكثر من العظام والأسنان . وتبدو العظام والأسنان بيضاء خلال صورة أشعة إكس . ويمكن للطبيب أن يحدد أين وكيف حدث كسر أو شرخ للعظام، ويمكن لطبيب الأسنان أن يحدد إذا ما كانت هناك تجاويف فى الأسنان .

ولكن أحياناً يرغب الأطباء فى معرفة كل شىء عن أمعاء المريض ، بينما لا تعطى أشعة إكس أية معلومات عنها فى الظروف العادية ، ولا يوجد ما يدعو إلى إجراء جراحة لمجرد النظر داخلها . لذلك فهم يقدمون للمريض « وجبة باريوم » ، وهى عبارة عن مخلوط من كبريتات الباريوم واللبن المضاف إليه المولت أوما شابه ذلك (لإعطاء كبريتات الباريوم طعماً مقبولا ً). وبعد ابتلاع هذه الوجبة تنتقل كبريتات الباريوم ببطء بطول المعدة والأمعاء وتملأهما بالعنصر رقم ٥٦. وتوقف كبريتات الباريوم أشعه إكس بدرجة أفضل من العظام ، وهى تصنع رسماً أبيض على لوحة أشعة إكس. ومن شكل الرسم وسرعة تحركه وما إلى ذلك، يستطيع الأطباء تشخيص المرض .

الأحجار الكريمة والسم :

يوجد حجر كريم يدعى « البيريل » Beryl أو « الزمرد المصرى » وقد عرف منذ زمن طويل . والنوع المعتاد المعتم والأزرق أو الأخضر يعتبر « شبه ثمين » ، بينما تعتبر الأنواع الشفافه ثمينة . « والأكوامارين » نوع أزرق شفاف، والزمرد نوع أخضر شفاف ويعتبر أثمن الأحجار الكريمة .

وفى عام ١٧٩٨ عزل الفرنسى « ل . ن . فاكيلان » من البيريل مركباً

سماه « جلوسينا » وهو مشتق من الكلمة اليونانية التي تعني « حلو » (وقد أطلق عليه هذا الاسم لأن طعم بعض المركبات التي استخدم في تركيبها الجلوسينا كان حلواً). وفي سنة ١٨٢٨ عزل كل من الكيميائي « فردريك فوهلر » والكيميائي « م . بوس » العنصر الجديد الموجود في البيريل والجلوسينا . ويسمى هذا العنصر عادة « بالبريليوم » وهو مشتق من إسم « بيريل » المعروف حالياً بسليكات البريليوم والألومنيوم . وعرف هذا العنصر لمدة طويلة باسم الجلوسينيوم نسبة إلي جلوسينا ويعرف حالياً باسم أكسيد البيريليوم .

والبريليوم وهو العنصر رقم ٤ ، مثله كمثل الماغنسيوم والألومنيوم ، تحميه طبقة رقيقة من الأكسيد عند تعرضه للجو ، وهو أقل فلزات الأرض القلوية نشاطاً وأصلدها دون شك . وهو في الواقع يشبه الألومنيوم في بعض النواحي أكثر مما يشبه العناصر الأخرى من مجموعته . ويحدث أحياناً أن العنصر الأول في المجموعة يشبه العنصر المقابل من الجهة اليمنى الدنيا في الجدول الدوري ، وهذا مثل على ذلك . ومثل آخر هو الأكسيجين الذي يشبه الكلور في بعض النواحي أكثر مما يشبه الكبريت .

وتخترق أشعة إكس البيريليوم بسهولة جداً لأن رقمه الذري منخفض جداً ، لذلك يمكن استخدامه « كنافذة » على أنابيب أشعة إكس . فأشعة إكس تنفذ خلال القطاع الصغير من البيريليوم وتخرج كشعاع موجه .

ومنذ عشرة أعوام كان يبدو كما لو أن من الممكن أن يدخل البيريليوم إلى الاستخدام الواسع النطاق في المنازل والمكاتب ولكن تحوله أدى إلى غير ذلك .

فالأنابيب الزجاجية الأسطوانية التي تحتوي على قدر ضئيل من الزئبق

تعطى أشعة من الضوء وغيرها من الأشعة عندما يمر تيار كهربائى خلالها. وبعض هذه الأشعة هى النوع الغير مرئى الفائق النشاط المعروف بالأشعة «فوق البنفسجية». وبعض المعادن تمتص الأشعة فوق البنفسجية وتعطى الطاقة مرة أخرى فى شكل ضوء مختلف الألوان. وفى بعض الأحيان تكون التأثيرات جميلة تماماً. وهذه القدرة على البريق عند التعرض للأشعة فوق البنفسجية الغير مرئية تدعى « الومضان » Fluorescence.

والآن فإن أنبوبة زئبق عادية ليست مريحة تماماً لتقرأ ولتعيش على ضوئها. فلونها أخضر مخيف وغير ممتع، وإذا ما كان السطح الداخلى للأنبوبة مغطى بمسحوق يحتوى على مركب البيريليوم، فهذا المسحوق يتألق تحت أشعة الزئبق فوق البنفسجية وينتج ضوءاً أبيض ساطعاً. وكانت النتيجة هي أضواء الفلورسنت التى أصبحت شائعة فى المطابخ والمصانع والمكاتب. وكانت هذه الأضواء أكثر كفاءة من الأنابيب المضيئة العادية لأنها أعطت ضوءاً أسطع بحرارة أقل، واستخدمت تياراً كهربائياً بشكل أقل.

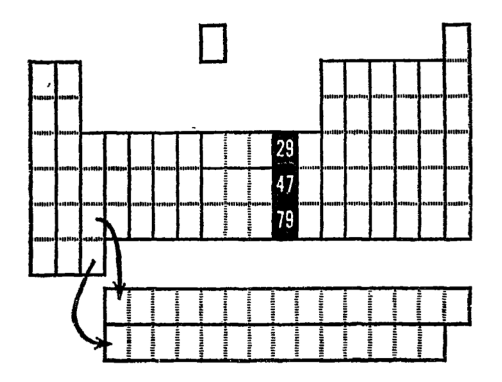
وعندئذ ظهرت مشكلة: ذلك أنه إذا ما جرح إنسان بأنابيب الفلورسنت المكسورة فإنه يصاب بجروح لا تلتئم. كما أن من يتنفس المسحوق من أنابيب الفلورسنت المكسورة تصيبهم أمراض خطيرة فى الرئة لا يمكن الشفاء منها. وهكذا اتضح أن مسحوق البيريليوم المستخدم فى أنابيب الفلورسنت هو سم متسلل للغاية وقد يبقى أحياناً لعدة أعوام دون أن يحس به المصاب. ومع ذلك فهو سم قاتل جداً على المدى الطويل.

لقد كان هناك حل واحد يتعين عمله وهو العمل بقدر ضئيل من البيريليوم السام على قدر المستطاع. وأنابيب الفلورسنت الحديثة الصنع تستخدم أشكالاً جديدة من المسحوق بها كميات ضئيلة من البريليوم أو ليس بها شىء منه على الإطـــلاق.

الفصل الخامس عشر

النحاس والفضة والذهب

عناصر النقود



المعادن الأولي :

لعدة مئات من آلاف السنين ظل الإنسان البدائي يستخدم أدوات مصنوعة من الخشب والحجر . ولقد كانت مثل هذه المواد فى متناول اليد . وكان من الممكن أن تكون المعادن من الأنواع المختلفة ذات فائدة أكبر بعدة طرق ، ولكن المعادن لم تكن بعد فى متناول اليد .

وتوجد المعادن غالباً فى شكل مركبات . وفصل ذرات المعدن من الذرات

الأخرى فى المركب ، ليس من السهولة كالتقاط صخرة وتهذيبها فى شكل رأس بلطة .

ولم يتم اكتشاف المعادن إلا منذ ستة آلاف عام . وحتى فى ذلك الوقت فمن الأرجح أن الاكتشاف كان حادثاً عرضياً . وكلما ازداد نشاط المعدن زاد احتمال وجوده على شكل مركبات فقط . وكلما ازداد نشاطه ، كان من الأشق الحصول عليه من المركب . والمعدن الخامل (من الناحية الأخرى) من الممكن أن يوجد فى التربة فى شكل حر — أى كمعدن ، أى العنصر نفسه . وإذا حدث أن وجد العنصر شبه الخامل كمركب ، فعادة ما يكون من السهل فصل ذراته .

وتوجد ثلاثة معادن شبه خاملة تتشابه كيميائياً . وهذه هى النحاس (العنصر رقم ٢٩) ، والفضة (رقم ٤٧) ، والذهب (رقم ٧٩) . ويشتق النحاس اسمه من جزيرة قبرص Cyprus الموجودة فى البحر الأبيض حيث كانت هناك مناجم للنحاس أيام اليونان والرومان .

والفضة ، لأنها أكثر خمولاً من النحاس ، فمن الأرجح احتمالاً أن توجد خالصة ، ولكنها أيضاً أقل انتشاراً من النحاس . والذهب هو الأكثر خمولاً ، وأيضاً هو أندر الثلاثة . وفى بعض الأحيان يوجد الذهب والفضة مختلطين ببعضهما فى شكل سبيكة طبيعية ، تدعى « الإلكتروم » .

ونحن لا نعرف أى الثلاثة قد اكتشف فى البداية ، فلقد وجدت عينات من الثلاثة فى بقايا مصرية وبابلية ترجع إلى ٤٠٠٠ عام ق . م. على الأقل.

والشيء الذي يمكن أن يكون قد حدث هو أن أحد الناس كان يقيم ناراً على صخر يحتوى على نحاس أو فضة أو ذهب ، إما خالصة أو فى شكل مركب (والأرجح أن النحاس هو الذى كان يوجد على شكل مركب) . وعندما خمدت النار

حدث أن نبش الرجل فى الرمال ، أو لاحظ وجود كرات معدنية صغيرة انصهرت من الصخر بواسطة النار ، (وإذا كان المعدن هو النحاس فى شكل مركب ، فمن الممكن للكربون الملتهب من خشب الحريق أن يتحد بسهولة بالعناصر الأخرى للمركب ، وأن يترك النحاس خلفه . وربما نتذكر أن الكربون الملتهب يفعل مثل هذا الشىء مع مركبات الحديد) .

ولقد كان من السهل أن ينجذب رجلنا البدائى إلى لون المعدن وبريقه . والمعادن الثلاثة جميلة تماماً . فالنحاس بنى محمر ، والذهب أصفر (وهما من المعادن الوحيدة الملونة) ، والفضة بيضاء . وإذا كان الرجل محباً للاستطلاع بدرجة كافية فقد يكون قد طرق المعدن بصخرة ، وربما دهش عندما وجد أنه لا يتناثر مثل الصخر ، أو يتشقق مثل الخشب أو العظم . فبدلاً من ذلك وجد أنه ينثنى ويتفلطح ، ومن الممكن طرقه إلى أى شكل .

فالاستخدام الأول لهذه الكتل المعدنية الصغيرة كان بلاشك للزينة ، وبما أن الإنسان (والنساء على وجه الخصوص) يقدر الزينة ، فمن الأرجح أن يكون الإنسان قد بدأ يبحث عن معادن أخرى من جميع الأنواع . (وبالمناسبة يعتقد بعض الناس أن أول اكتشاف للمعادن قد تم فى شبه جزيرة سينا حيث تلتقى آسيا وإفريقيا) . وبمرور القرون ، وجد الإنسان أنه يمكنه جعل النحاس أكثر صلابة بإضافة معادن معينة أخرى إليه . ونحن لا نعرف كيف اكتشف ذلك ، ومن الأرجح أن ذلك كان مصادفة : فقد تعلم الإنسان بشكل ما ، أن يضيف قليلاً من الخارصين الى النحاس فيصنع النحاس الأصفر ولونه أصفر وهو أكثر صلابة وأرخص من النحاس — ثم تعلم أن يضيف إليه قليـــــلاً من القصدير ليصنع البرونز .

والعينات الأولى من البرونز فى المقابر المصرية ترجع إلى ٣٥٠٠ ق . م . ولمدة ألفين من السنين أو أكثر كان البرونز هو المعدن القوى ، وكان يستخدم فى التسليح ولرؤوس الحراب وفى الخناجر والبلط . وكان أكثر تفوقاً على

الحجر فى الصلابة وفى قدرته على الاحتفاظ بطرف حاد . وقبل اكتشاف الحديد لم يكن هناك شيء أفضل من البرونز . ولم يبدأ تطور النحاس إلا فى زمن الإمبراطورية الرومانية .

أما اليوم فسبيكة النحاس الجديدة تحتوى على ٢٪ من البيريليوم ، وهى أصلب من أى سبيكة نحاس كانت معروفة للأقدمين — بل ربما بلغت صلابة الصلب (رغم أنها ليست أرخص) . ويمكن لقطعة من البريليوم والنحاس أن تثنى إلى الأمام والخلف دون أن تتكسر آلاف المرات أكثر من أحسن أنواع الصلب. وأكثر من ذلك،فيما أن سبيكة البيريليوم والنحاس لا يصدر عنها شرار عندما تحتك بجسم صلب ، فالأدوات المصنوعة منها أكثر فائدة من الناحية العلمية خصوصاً حيث توجد أبخرة قابلة للاشتعال فى الجو .

ولقد كانت معادن النحاس والفضة والذهب مفيدة كأدوات للزينة ، كما كانت تصنع منها الأدوات المفيدة لدرجة أن كمية ضئيلة من أى من الثلاثة كانت تساوى عدداً كبيراً من البقر وآلافاً من أرادب الحبوب وأكوام الخشب . ولذلك أصبح أمل المرء أن يمتلك هذه المعادن لأنها تمثل ثروة كبيرة فى حيز ضئيل : فقطعة من الذهب تساوى عشرة مواشٍ ، وتشغل حيزاً أقل بكثير من العشر مواشى . وإلى جانب ذلك ، فلا يتعين تغذيتها أو العناية بها . وإذا ما أردت ماشية لتأكلها ، فما عليك إلا أن تقوم بالمبادلة . وقد أدى بحث الإنسان عن الذهب إلى إنتاج ٥٠,٠٠٠ طن منه . وقد يبدو أن هذا ليس كثيراً،ولكن الذهب من أكثر المعادن ندرة باستثناء بعض المعادن الخاصة التى سأذكرها فى الفصل الأخير .

لقد أصبح النحاس والفضة والذهب خاصة وسائل للتبادل . فقد كان الذهب نادراً وكان جميلا ،وهو لا يفقد بريقه ، ومن الممكن استخدامه كمجوهرات أثناء الاحتفاظ به . فبدأت كل المقتنيات تقوم بما يساوى عدداً من أوقيات الذهب .

وحوالى عام ٦٠٠ ق ٠ م. بدأت بلدة تدعى « ليديا » فى آسيا الصغرى فى استخدام كتل من الذهب بختم حكومى وصورة للملك مطبوعة عليها ٠ وكان الختم يضمن نقاء الذهب ووزنه . فكانت هذه « عملة » . ثم بدأ الناس فى طلب مثل هذه العملات أكثر من الأوزان العادية المشكوك فى وزنها ونقائها .

ومازالت العملات تصنع حتى اليوم من سبائك من النحاس والفضة والذهب (فالمادن الفضية رخوة إلى درجة أنها لا تتحمل التداول فى الأيدى الذى تتعرض له العملة) . فانظر إلى العملات الأمريكية على سبيل المثال : فالبنس يصنع من نوع من البرونز ٩٥ ٪ نحاس و ٤ ٪ صفيح و ١ ٪ خارصين . والقطعة ذات الخمسة سنتات تتكون أيضاً من قدر أكبر من النحاس رغم أنها لاتبدو كذلك . إنها ٧٥ ٪ نحاس و ٢٥ ٪ نيكل ، ويجعل النيكل الخليط رمادياً ويعطى العملة اسمها الشائع . (وهناك عملات قديمة من « باكتريا » Bac tria التى تقع فى الأرض التى ندعوها الآن أفغانستان مصنوعة من النحاس والنيكل أيضاً فى مثل هذه النسبة بالدقة تقريباً) . والعملات الفضية « كالدايم » dime وربع ونصف الدولار والدولار تتكون من ٩٠ ٪ فضة و ١٠ ٪ نحاس . والعملات البريطانية التى جرت العادة أن تتكون من الفضة تصنع الآن من النحاس والنيكل ، مثل القطعة الأمريكية ذات الخمسة سنتات ٠ والعملات الذهبية تتكون من ٩٠ ٪ ذهب و ١٠ ٪ نحاس ٠ ولعلك لم تر أبداً فى أمريكا عملة ذهبية لأنه منذ وقت بعيد لم يسمح للذهب بالتداول كعملات في الولايات المتحدة ، لأن هناك أسباباً اقتصادية معقدة تدعو لذلك . والآن يختزن رصيد أمريكا الذهبي فى « فورت نوكس » .

الأسلاك الكهربائية :

وللنحاس استخدام هام آخر هذه الأيام أكثر من استخدامه كجوهرات

أو حتى كهملات : فالكهرباء يجب أن تحمل، أو تنقل من مكان لآخر . والمواد التى يمكن أن تنقل الكهرباء خلالها بسهولة تسمى بالموصلات . أما المواد الأخرى، فغير موصلة . فالفلزات موصلات ، واللافلزات غير موصلة . (وهناك بعض استثناءات ، فالبزموت رغم أنه فلز ، موصل ردىء — والكربون رغم أنه لافلز موصل جيد ، على الأقل فى شكل الجرافيت) .

وعندما تنقل الكهرباء من مكان لآخر فإننا لا نريد أن نفقد منها شيئاً خلال الطريق . وكلما كان موصلنا أفضل كان ما نفقده من الكهرباء أقل . وإحدى الطرق لمعرفة مدى جودة الموصل الذى لدينا هو أن نلاحظ مدى الحرارة التى تنتج فيه عندما تمر خلاله كمية معينة من الكهرباء . فهذه الحرارة ، التى تنشأ بواسطة المقاومة الكهربائية للموصل ، تمثل الكهرباء المفقودة . وكلما كان الموصل أفضل قلت المقاومة وقلت الحرارة وقلت الخسارة فى الكهرباء .

وبعض التطبيقات الكهربائية تتضمن تحويل الكهرباء إلى حرارة ، فتصنع أسلاك خاصة لها مقاومة كبيرة تسخن لدرجة الاحمرار بمرور تيار كهربائى فيها — وعندما تستعمل آلة تحمير كهربائية مثلاً ، فإنك تريد استنفاد الكهرباء على شكل حرارة لأنك تريد الاستفادة من الحرارة .

ولنفترض أنك أتيت بعدد من الأسلاك المصنوعة من معادن مختلفة ، وكلها بنفس السمك ونفس الطول ، ومررت فيها نفس الكمية من الكهرباء ، فستجد أن أسلاك الفضة — دونها جميعاً — أقلها إنتاجاً للحرارة . وعلى ذلك فالفضة هى أحسن موصل كهربائى ، ويليها فى هذا النحاس .

ولو أعطينا أرقاماً تدل على جودة التوصيل وأعطيت للفضة رقم ١٠٠ ، فسيكون النحاس ٩٥، والذهب ٦٧، والألومنيوم ٥٨، والحديد ١٦. وبما أن جودة

النحاس قريبة من الفضة ، وهو أرخص منها بكثير ، فيستخدم النحاس فى صناعة معظم الأسلاك الكهربائية . بل يستخدم أكثر من نصف النحاس المستخرج فى صناعة الأدوات الكهربائية بطريقة أو أخرى . (وقد ذكرت سابقاً أن الألومنيوم يستخدم فى المسافات الطويلة لتوفير النحاس) . ومع أن الفلزات القلوية هى أكثر الفلزات تعمقاً فى خصائصها المعدنية ، وهذا فيما يتعلق بخصائصها الكيميائية ، إلا أنها ليست موصلة جيدة للكهرباء . ويعتبر الصوديوم أحسن القلويات توصيلاً للكهرباء . وتبلغ درجة توصيله ، حسب التنظيم السابق ، ٣٥ درجة.

وخلال الحرب العالمية الثانية نقص احتياطى النحاس بشكل كبير مما أدى إلى سحب احتياطى الفضة من أقبية الحكومة فى « فورت نوكس » واستخدامه كموصلات فى « أوك ريدج » (وقد أعيدت الفضة بعد انتهاء الحرب) . بل وقامت الحكومة بتجارب سنة ١٩٤٣ لسك عملات البنس من النحاس ولكن هذه التجارب فشلت . وقد أخطأها الكثيرون وهى جديدة ، واعتقدوا أنها « دايم » وبمضى الزمن تحولت إلى اللون الأسود الرمادى ، وأصبح منظرها قبيحاً ولم يرتح إليها الناس ، مما جعل الحكومة سنة ١٩٤٤ رغم نقص النحاس تعود إلى البنس النحاسى .

ويعتبر النحاس عنصراً نادراً هاماً فى الأنسجة الحية (مثل الكوبلت) ، كما أن لبعض الحيوانات دماً أزرق حقيقياً ، مثل الكابوريا واللوبستر والقواقع والمحار. فيحتوى دمها على « هيموسيانين » . وهو يحمل الأكسيجين بنفس طريقة الهيموجلوبين . والهيموسيانين مركب أزرق يحتوى جزيئه على ذرات النحاس .

المصوغات :

ويعتبر النحاس أقل العناصر الثلاثة خمولاً ، وبالتالى فهو أقلها صلاحية فى عمل المصوغات . فبتعريضه للجو يتغطى بطبقة بنية من الأكسيد لاتحاده بالأكسيجين ،

ثم تتحول تدريجياً إلى اللون الأخضر لاتحادها بمركبات الكبريت الموجودة فى الجو مكونة كبريتات قاعدية . وتكون « كلوريد قاعدى » بالقرب من البحر (وهو أخضر أيضاً) لوجود كلوريد الصوديوم فى رذاذ ماء البحر .

وهذه القشرة الخضراء جذابة ، ولهذا فلها قيمتها . وتمثال الحرية المشهور بميناء نيويورك هو أحد الأمثلة التى تستحق المشاهدة ، فهو مصنوع من النحاس ولونه الآن أخضر مزرق، وتحمى القشرة الخضراء المزرقة النحاس الذى تحتها من مزيد من التغيرات . (ويطلق على هذه القشرة أحياناً إسم « الجنزار ») .

ويوجد خام نحاس ويسمى « مالاشيت » وله نفس اللون الجذاب، وقد استعمل فى صناعة الأشياء ذات الجمال الفنى الرائع . وقد زود هذا المركب وغيره من مركبات النحاس الفنانين بألوان الأزرق والأخضر بعدة درجات .

ولا يرجع هذا اللون فى مركبات النحاس إلى النحاس ذاته ، فمثلا كبريتات النحاس اللامائية لونها أبيض (يحتوى الجزىء على ذرة نحاس وذرة كبريت وأربع ذرات من الأكسيجين) . ومع ذلك فإذا أضيف إليها الماء فإن كل جزىء من كبريتات النحاس يتحد مع خمسة جزيئات من الماء بشكل غير ثابت . ويسمى هذا الماء المرتبط بشكل ضعيف « بماء التبلور » ، ويمكن استبعاده بالتسخين . ولون كبريتات النحاس المائية أزرق داكن جميل .

وتتزهر كثير من الأملاح مثل كبريتات النحاس ، وتختلف خواصها . وعند التخلص من ماء التبلور يقال عن الجزئيات إنها أصبحت « لامائية » .

وكثيراً ما يحدث أن الأملاح اللامائية لا تكون بلورات . أما الأملاح المائية فتكون بلورات جميلة . وهذا ما ينطبق على كبريتات النحاس . ولهذا السبب كثيراً ما يطلق على مائها اسم « ماء التبلور » .

وبهذه المناسبة تستخدم كبريتات النحاس فى إبادة النباتات الميكروسكوبية

المعروفة بطحالب الماء . وعادة ما يبدو السطح الداخلى لحمامات السباحة أزرق . ويرجع السبب فى وجود هذه الطبقة أو غيرها إلى مركبات النحاس . وتستخدم أيضاً لرش وقتل الفطريات التى تنمو على الأشجار أو كروم العنب .

والفضة معدن جميل جداً ، يصنع منه الكثير من الأدوات المنزلية مثل الصوانى والأطباق وأدوات المائدة . وقد قل انتشارها الآن باستخدام « الصلب » الذى لا يصدأ الحديث . ولكن لازال الكثيرون يملكون أطقماً من السكاكين والشوك والملاعق الفضية على أنواع مختلفة . وقد تصنع الأشياء من « الفضة الصرف» الصلبة (وهي فى أمريكا عبارة عن سبيكة مكونة من ٩٠ ٪ فضة و ١٠ ٪ نحاس ، بينما هى فى إنجلترا ٥ر٩٢٪ فضة و ٥ر٧ ٪ نحاس) أو تصنع « بطلاء الفضة » ، وهى تغطية معدن رخيص مثل الحديد بطبقة من الفضة ترسب عليها بواسطة الطلاء بالكهرباء .

ويقتم لمعان الفضة بسهولة بواسطة المركبات المحتوية على الكبريت ، ففى مدينتنا الصناعية الحديثة يتصاعد الدخان من المصانع وهو يحتوى على كمية صغيرة من مركبات الكبريت . وهذه تتفاعل مع الفضة وتكون طبقة سوداء بنية من كبريتيد الفضة . وكذا يمكن تلويث الفضة بسهولة بالبيض الغنى بمركبات الكبريت .

ونظراً لأن الذهب أكثر العناصر الثلاثة خمولاً ، فهو أكثرها صلاحية لعمل المصوغات . فهو لا يتأثر بالأكسيجين ، أو بمركبات الكبريت ، أو بأى حامض آخر معروف .

والذهب النقى رخو جداً ، ولذا لا يصلح لصناعة المصوغات ويبلى من كثرة تداوله . ولذا تضاف إليه كمية من النحاس لتزيد من صلابته واحتماله . وتقاس نقاوة الذهب « بالقيراط» ، فالذهب النقى عياره ٢٤ قيراطاً . والعملات الإنجليزية الذهبية (٩٢ ٪ ذهب) عيارها ٢٢ قيراطاً ، بينما العملات الذهبية الأمريكية (٩٠٪ ذهب)

عيارها ٢١ر٦ قيراطاً فقط . وغالباً ما يكون عيار الذهب المستخدم فى المصوغات ١٤ قيراطاً أى $\frac{14}{24}$ (٥٨ ٪) ذهب و $\frac{10}{24}$ (٤٢ ٪) نحاس .

ويمكن جعل المصوغات الذهبية رخيصة بزيادة نسبة النحاس فى السبيكة . ولكن إذا زاد النحاس عن نسبة معينة ، فإنه يكون مركبات نحاسية خضراء بتعرضه للجو . وهذا يفسر السخرية بالمصوغات الرخيصة التى توزع فى عيد الميلاد ويقال إنها « تخضر فى الربيع » . كما أن الكلور يؤثر على الذهب .

ولم يعرف كيميائيو العصور الوسطى شيئاً عن الكلور ، ولكنهم وجدوا أنه بخلط حامض النيتريك وحامض الإيدروكلوريك يمكن لهذا المزيج أن يذيب الذهب . وقد سمى المزيج « بالماء الملكى » ، لأنه يذيب « ملك المعادن » . وما زال هذا الإسم موجوداً فى الكيمياء الحديثة . ولا يذيب الحامضان الذهب ، فعند تفاعلهما معاً يتصاعد غاز الكلور ويتحول لون المزيج إلى الأخضر ويمكن شم رائحة الكلور فى الهواء الذى يعلوه . والكلور هو الذى يذيب الذهب .

التصوير الفوتوغرافى :

ويمكن فصل الفضة من مركباتها كأى معدن متوسط الخمول . وكلوريد الفضة ، وهو من مركبات الفضة المعروفة ، مادة بيضاء يحتوى الجزىء منها على ذرة من كل من الفضة والكلور . وإذا عرض كلوريد الفضة إلى الضوء ، فإن الطاقة الضوئية كافية لفصل الذرات بعيداً عن بعضها ، فيتصاعد غاز الكلور ببطء وتتبقى الفضة على شكل مسحوق دقيق جداً . ولون مسحوق الفضة (كمعظم مساحيق المعادن) أسود .

وهناك العديد من المواد الكيميائية التى تفتت كلوريد الفضة وتكون معدن

الفضة . ولو عرض كلوريد الفضة أولا للضوء فإنه يسهل عمل المواد الكيمائية . وينطبق هذا حتى إذا استخدمنا كمية ضئيلة من الضوء لا تكفى فى حد ذاتها لتحطيم كلوريد الفضة . فالضوء يساعد على تحليل كلوريد الفضة .

فلو دهنا قطعة من الورق بكلوريد الفضة (أو ببعض مركبات الفضة المشابهة) ووضعناها فى غرفة مظلمة ، وسمحنا للضوء المنعكس من جسم ما بأن يمر خلال ثقب رفيع أو عدسة إلى داخل الصندوق، فإنه يكون صورة للجسم على صفحة الورقة. ويسمح للضوء أن يسقط على الورقة لفترة قصيرة ثم تنزع الورقة (فى الظلام) وتوضع فى محلول كيميائى (يسمى المظهر) لتحليل جزىء كلوريد الفضة. ونلاحظ أن أجزاء كلوريد الفضة التى تعرضت للضوء المنعكس هى فقط التى تحطمت وتحولت إلى اللون الأسود نتيجة لتكوين مسحوق الفضة . ولا تتأثر الأجزاء الأخرى وتظهر بيضاء على الورقة .

وبهذه الطريقة تعكس أجزاء الصورة البيضاء كمية من الضوء وتطبع على الورقة باللون الأسود . أما أجزاء الصورة السوداء أو الداكنة اللون فلا تعكس من الضوء مثلما يعكسه الأبيض وتنطبع بلون أبيض . ويظهر أى إنسان له وجه أبيض وشفتان حمراوان وشعر أسود فى الصورة كإنسان بوجه أسود وشفاه بيضاء وشعر أبيض . وهكذا نحصل على « الصورة السلبية » .

وإذا جهزنا هذه السلبية على لوح شفاف ، مثل الزجاج ، فإن الضوء يخترقه إلى قطعة من الورق عليها كلوريد الفضة . وعندئذ نعكس العملية فيمر الضوء خلال الشفاه والشعر الذى لم يتأثر فى السلبية وتنطبع باللون الأسود على الورقة. أما الوجه الأسود فيمنع مرور الضوء فيظهر أبيض على الورقة ونحصل فى النهاية على « الصورة الإيجابية » أو باختصار على الصورة نفسها .

ولـكن لو عرضنا هذه الصور السلبية أو الإيجابية للضوء فإن الأجزاء التى لم تسود يبدأ لونها يسود بازدياد الضوء · ولذلك يجب معالجتها بمادة كيمائية تعرف « بالمثبت » قبل تعريضها للضوء ، وهو يذيب كل كلوريد الفضة المتبقى تاركاً فقط آثار مسحوق الفضة الأسود · « وثيوكبريتات الصوديوم » هى المادة الكيميائية المستخدمة لهذا الغرض (ويحتوى الجزىء على ذرتين من الصوديوم وذرتين من الـكبريت وثلاث ذرات من الأكسيجين، ويسمى عادة ملح الهايبو).

وتمت أول عملية تصوير فوتوغرافى سنة ١٨٣٧ ، قام بها رجل فرنسى يدعى « ل.ج·داجير » ؛ ولذا سميت الصور الفوتوغرافية القديمة «داجيروتيب»·وحدثت تطورات هائلة فى التصوير الفوتوغرافى منذ ذلك الوقت ، فتم تحضير مركبات الفضة على درجة كبيرة من الحساسية يـكفيها جزء من الثانية لتتعرض للضوء ·(ففى الأزمنة القديمة كان الناس « يقفون » لحظات ، أما الآن فيمـكن أخذ صورة سريعة أثناء الحركة) · وتستعمل الآن مادة تسمى نتروسيليلوز ، وهى مصنوعة من الخشب المضاف إليه حامض النيتريك ، وهى مادة مرنة مطاطة وشفافة ، وتحضر على شـكل لفائف طويلة وتستخدم فى عمل الصور السلبية والإيجابية · وأول من حضر مثل هذه الأفلام هو الأمريـكي « جورج إيستمان » سنة ١٨٨٤ . وبما أنه يمكن الحصول على آلاف الصور السلبية على فيلم واحد،فقد أصبح من الميسور عمل الصور المتحركة . وتدريجياً وابتداء من سنة ١٩٠٩ حلت خلات السيليلوز (وهى أيضاً من الخشب) محل النترو سيليلوز . وخلات السيليلوز أقل قابلية للاشتعال ، ولذلك فهى أقل خطورة · وحالياً يستخدم $\frac{1}{7}$ الفضة المستخرجة من المناجم فى التصوير الفوتوغرافى .

أما يوديد الفضة ، وهو أحد مركبات الفضة (ويتكون جزيئه من ذرة من الفضة وذرة من اليود) ، فله استعمال حديث مشوق · فيمكن نثره وهو على شكل

مسحوق دقيق من الطائرات على السحب ، فتجتمع نقط من الماء حول كل جزء . وبهذه الطريقة يمكن بذر السحب وتبدأ عاصفة من الأمطار . والمطر الصناعى هو حل لمشكلة الجفاف .

العنصر العديم الفائدة :

إن النحاس والفضة عنصران جذابان وقيمان ومفيدان . ومن الصعب أن تتصور الكهرباء بدون أسلاك نحاسية ، أو التصوير الفوتوغرافى بدون الفضة .

ولكن ما هى الفوائد العملية للذهب ؟ إنه نادر . ويمكن أن تستعمله فى المصوغات . ويمكن أن يستعمل فى حشو الأسنان . وإذا أضيفت أجزاء صغيرة منه إلى مصهور الزجاج أعطته لوناً أحمر مذهباً أو قرنفلياً . ويستعمل هذا « الزجاج الياقوتى » فى عمل زجاج النوافذ الملون . (ويقوم النحاس بنفس العمل ، بينما يحيل أكسيد النحاس لون الزجاج إلى الأزرق أو الأخضر) .

ويعتبر الذهب أكثر المعادن قابلية للطرق ، أى يمكن طرقه وتحويله إلى صفائح رقيقة للغاية (وتليه الفضة فى هذا) . وقد كان شائع الاستعمال فى يوم من الأيام فى كتابة الحروف على أغلفة الكتب ، ولا يزال مستعملاً فى كتابة الحروف على أبواب المكاتب . وهذه الحروف جذابة ولا تقتم ولا تتلاشى مع الزمن ، والورق رفيع جداً بحيث لا يتكلف كثيراً .

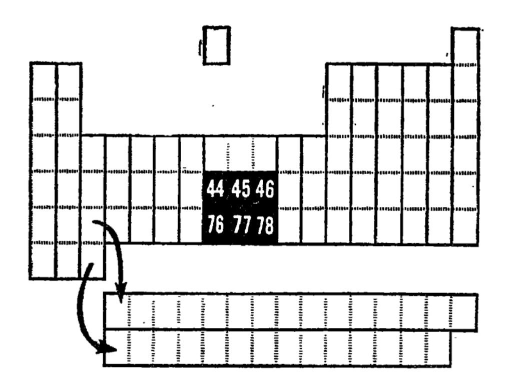
وهذه تقريباً هى كل فوائد الذهب . وكما ذكرت سابقاً فهو لا يستعمل حالياً كعملات فى الولايات المتحدة .

ومن الحقائق المثيرة عن الذهب ثقله الشديد ، فهو من أثقل المواد المعروفة . بل هو أثقل من الصلب بثلاثة أضعاف . فتزن البوصة المكعبة من الحديد أو الصلب ٤½ أوقية ، ومن النحاس ٥ أوقيات ، ومن الفضة ٦½ أوقية ، ومن الذهب ١١ أوقية .

ومن الحكايات المضحكة ما يقال عن الريفيين الذين يأتون إلى المدينة ، فيبيع لهم النصابون « طوباً من الذهب » . وهذا الطوب ما هو إلا طوب مغطى بدهان ذهبى . وفى الواقع ليس من الضرورى أن تعرف كل شىء عن الذهب لكيلا يخدعك أحد . فيكفى أن تعرف مدى ثقل الذهب . فلو افترضنا أن هناك جسماً كبيراً مثل قالب الطوب أى ٢ × ٤ × ٨ بوصة أو ٦٤ بوصة مكعبة ، لو جدنا أن مثل هذا القالب يزن حوالى ستة أرطال أو أقل . أما قالب الطوب المصنوع من الذهب الصلب فلن يقل وزنه عن ٤٤ رطلاً . فعندما ترى نصاباً يحمل على يد واحدة « طوبة من الذهب » ، فستعرف أنه ليس ذهباً حتى بدون أن تنظر إليه (إذ لو كان حقيقة من الذهب لبلغ ثمنه عشرين ألفاً من الدولارات فى أيامنا هذه) .

الفصل السادس عشر

البلاتين
العنصر النبيل



فائدة النبل :

قلت فيما سبق إن الغازات الخاملة (أى الهيليوم وأقاربه) تسمى فى بعض الأحيان « بالغازات النبيلة » لأنها لا تشكل مركبات . ويبدو أن بعض الناس يعتقدون أن هناك نوعاً من الأرستقراطية فى اتجاهها الترفعى .

وليست هناك عناصر أخرى « نبيلة » بشكل كامل . فجميع العناصر الأخرى تشكل مركبات . ولكن بعض المعادن ـ الذهب مثلاً ـ تفعل ذلك بصعوبة .

ونظراً لأن الذهب لا يتأثر بواسطة الأكسيجين أو الكبريت أو الأحماض فهو يدعى فى بعض الأحيان « معدناً نبيلا » .

والعنصر الأكثر « نبلا » من الذهب هو البلاتين (العنصر رقم ٧٨) . ولقد اكتشف هذا العنصر الفضى أول مرة فى أمريكا الجنوبية . ويأتى اسمه من كلمة أسبانية تعنى « الفضة الصغيرة » ، مشيرة إلى مظهره . والأرجح أنه كان معروفاً للسكان المحليين منذ زمن طويل . ولكن أول أوروبى أشار إليه كان عالم طبيعة إيطالياً يدعى « جوليوس سيزار سكالجر » فى عام ١٥٥٧ . ولقد درسه العالم الأسبانى « دون أنطونيو دى إلوا » لأول مرة بشكل منظم عام ١٧٤٨ ، رغم أنه لم يكن قد استقر بعد كعنصر حتى عام ١٧٧٤ .

ونظراً لأن البلاتين لا يتفاعل مع معظم المركبات فإن ذلك يجعله عنصراً مفيداً فى معامل الكيمياء : فالأنابيب الصغيرة التى تدعى بالبوتقات يمكن أن تصنع من البلاتين . وعندما يكون من الضرورى تسخين المواد بدرجة كبيرة ، فغالباً ما يمكن تسخينها فى هذه البواتق دون خشية أن تؤثر فى البلاتين أو أن تتأثر به ، وبما أن البلاتين ينصهر عند درجة حرارة ١٧٧٤ مئوية ، فمن الممكن أن يسخن حتى درجة البياض دون أضرار .

وعندما تنتقل الكهرباء خلال ماء يحتوى على مواد كيميائية ذائبة ، يغلب أن تحدث تغيرات كيميائية . وغالباً ما تحدث هذه التغيرات عند الأقطاب ، أى عند قطع المعدن الداخلة فى المحلول ، كموصلات للتيار الكهربائى . وإذا كان من المحتمل أن تؤثر التغيرات الكيميائية على الأقطاب العادية فتستخدم أقطاب البلاتين بدلاً منها .

والبلاتين لا يتأثر حتى بالفلور إلا إذا كان البلاتين مسخناً لدرجة الاحمرار ،

وحتى عند ذلك فالتفاعل يكون بطيئاً . والواقع أن الفلور فصل لأول مرة بأدوات مصنوعة من البلاتين .

والبلاتين ليس « نبيلاً » بشكل كامل بالطبع . « فالماء الملكى » يمكنه أن يذيبه . وبعض المعادن يمكن أن تمتزج به . والكيميائى الذى يستخدم أدوات من البلاتين يجب أن يتذكر على الدوام الأشياء القليلة التى تؤثر فى البلاتين. ويجب أن يحرص على ألا يقرب البلاتين من هذه المواد ، لأن البلاتين يساوى الذهب على الأقل فى قيمته ، ولذا يلزم عدم إتلاف أى قدر منه . فلاذابة المواد القلوية مثلاً لا تستخدم بواتق البلاتين ، بل يجب أن تستخدم بدلاً منها بواتق الفضة وربما الحديد .

وندرة وخمول البلاتين تجعلانه مناسباً للمصوغات ، وهو غالباً ما يستخدم كقاعدة لتركيب الماس . والبلاتين هو أحد المعادن التى تمزجها بالذهب عندما نريد التخلص من اللون الأصفر للذهب . والشكل الأكثر شيوعاً من مثل هذا الذهب الأبيض به ١٠٪ من البلاتين وكمية ضئيلة من معدن الخارصين . ويصنع نوع أكثر قيمة أيضاً يدعى بالذهب البلاتينى المكون من ثلاثة أجزاء من الذهب وجزئين من البلاتين. وغالباًما يستخدم الذهب الأبيض فى الحلى.

ولقد وجد البلاتين لأول مرة فى روسيا ، واستخدم بواسطة المزيفين الذين طلوه بالذهب وقدموه كعملة ذهبية . وعندئذ أصدرت روسيا فى الثلاثينيات والأربعينيات من القرن التاسع عشر عملات بلاتينية قانونية . وعندما ارتفع ثمن البلاتين ، توقف سك النقود منه وتوقف ما كان يصحب ذلك من تزييف .

العناصر الستة المتشابهة :

وعادة ماتوجد المعادن الأخرى التى تشبه البلاتين إلى حد ما معه فى خاماته : إنها خمسة إلى جانب البلاتين . والستة معاً تدعى « بالمعادن البلاتينية » . وهذه

المعادن الستة تقسم إلى مجموعتين ثلاثيتين ، تدعى « بالثلاثيات » . ولكل مجموعة أرقام متتالية للعناصر .

وتتكون الثلاثية الأولى من الروثينيوم رقم ٤٤ ، والروديوم رقم ٤٥ ، والبالاديوم رقم ٤٦ . وتتكون الثلاثية الثانية من الأوزميوم رقم ٧٦ ، والإيريديوم رقم ٧٧ ، والبلاتين بالطبع ورقمه ٧٨ ، وهي جميعاً ماعدا البالاديوم أغلى من الذهب .

وإذا مانظرت إلى الجدول الدورى ، فى بداية أو نهاية الكتاب ، فسترى أن هاتين الثلاثيتين من العناصر توجدان مباشرة تحت ثلاثية سبق لي أن تناولتها — الحديد والكوبالت والنيكل رقم ٢٦ و ٢٧ و ٢٨ . ولا تشبه المعادن البلاتينية الحديد والكوبالت والنيكل كثيراً ، ومع ذلك فهى جميعها ليست غريبة عنها تماماً . فالعناصر البلاتينية توجد بكميات ضئيلة فى مناجم النيكل الكندية .

ولمدة حوالى سبعين عاماً بعد اكتشاف البلاتين ظل هو المعدن البلاتينى الوحيد المعروف . وبعد ذلك فيما بين عامى ١٨٠٣ — ١٨٠٥ فصلت أربعة من الأقارب الخمسة للبلاتين . فاكتشف رجل إنجليزى يدعى « و . هـ . ولاستون » البالاديوم والروديوم . ولقد أطلق على الروديوم هذا الإسم من الكلمة اليونانية « الوردة الحمراء » ، لأن بعض مركباته لها هذا اللون . وسمى البالاديوم نسبة الى الكوكب « بالاس » الذى كان قد اكتشف فى السماء قبل ذلك ببضعة أشهر فقط . وفى نفس الوقت ، كان رجل إنجليزى يدعى « سميثسون تنانت » يدرس ماتبقى بعد إذابة البلاتين الخام فى الماء الملكى . وقد عثر فى البقايا غير الذائبة على الأوزميوم والإيريديوم . ولقد سمى « الأوزميوم » نسبة الى كلمة يونانية تعنى « الرائحة » ، لأن مركبه مع الأكسيجين وهو ثالث أكسيد الأوزميوم ، كانت له رائحة نفاذة حادة بشكل ملحوظ . (وثالث أكسيد الأوزميوم سام جداً

أيضاً . ويتكون جزيئه من ذرة من الأوزميوم وأربع ذرات من الأكسيجين).
وسمى الإيريديوم نسبة للكلمة اللاتينية التى تعنى « قوس قزح » لأنه يشكل مركبات متعددة الألوان — أخضر وأحمر وبنفسجى فى الغالب .

ولقد غاب الروثينيوم عن الملاحظة لفترة . وإذ أنه موجود فى خامة البلاتين بكميات ضئيلة فقط ، فإنه أندر المعادن البلاتينية . ولقد اكتشف أخيراً فى عام ١٨٤٤ بواسطة كيميائى يدعى « ك . أ . كلاوز » كان يشتغل على خام البلاتين من جبال الأورال فى روسيا . ولقد سماه نسبة إلى روثينيا ، وهو اسم قديم لروسيا . .

الأنبل والأثقل :

وبما أن الأوزميوم والإيريديوم قد اكتشفا فى البقايا المتخلفة من إذابة البلاتين فى الماء الملكى ، فمن الواضح أن هذين المعدنين يتأثران بهذه الكيميائيات القوية ، وربما كانا أنبل من البلاتين . والروديوم والروثينيوم أيضاً « أنبل » من البلاتين فى بعض النواحى . ويمكن أن تستخدم بوتقات الروديوم عند درجات الحرارة الأعلى من تلك التى يبدأ عندها البلاتين فى الليونة . ومع ذلك فالبالاديوم يذوب فى الماء الملكى مثل البلاتين . ومن بين جميع المعادن ، فالإيريديوم هو الأكثر « نبلاً » .

وتطلى الفضة بالروديوم أو البالاديوم أحياناً لعمل مرايا أو كشافات ، لا يكون للمركبات المحتوية على الكبريت تأثير عليها يضيع لمعانها . ويبقى السطح المصقول لامعاً على الدوام .

والأوزميوم والإيريديوم أصلد من البلاتين . وفى الواقع فالبلاتين النقى ألين من أن يستخدم فى أدوات المعامل، فيضاف إليه قليل من الإيريديوم (١٠٪) لصناعة سبيكة تجعله صلداً بما فيه الكفاية للاستعمال .

وهذه السبيكة من البلاتين والإيريديوم نفسها تستخدم كمقياس معيارى (وهى مقياس أساسى يجب أن تضاهى عليها كل المقاييس المشابهة) . وهناك مثلاً فى مكان مأمون فى ضواحى باريس قضيب من سبيكة البلاتين والإيريديوم عليه علامتان : والمسافة بين العلامتين عند درجة الصفر المئوية متر واحد . وهذا هو « المتر المعيارى الدولى » .ولقد وافقت معظم بلدان العالم على تعريف مقاييسها للأطوال وفقاً لهذا المتر : فالياردة مثلاً هى ٩٠٠ر٠ أو ٩٣٦ر٠ من المتر بالدقة .

وهناك أيضاً كتلة من سبيكة البلاتين والإيريديوم يدعي وزنها الكيلو جرام ، وهذه هى المقياس المعيارى للوزن (يساوى الكيلو جرام حوالى ٢½ من الرطل) .

ويشكل الأوزميوم والإيريديوم سبيكة تدعى الأوزميريديوم . وتوجد هذه السبيكة بشكل طبيعى ، وعادة ماتحتوى على بعض المعادن البلاتينية الأخرى أيضاً . والأوزميريديوم صلد جداً وهو يستخدم فى بعض الأحيان لصناعة أسنان الأقلام والإبر الفونوغرافية .

والمعادن البلاتينية موصلة رديئة للكهرباء بشكل عام . إنها تعادل سدس جودة النحاس أو الفضة فحسب . وهذه الخاصية مفيدة فى بعض الأحيان .فالموصل الردىء للكهرباء ، كما رأينا يسخن عندما تنتقل الكهرباءخلاله .وإذا كان السلك رفيعاً بدرجة كافية فيمكن للحرارة أن تجعله يتوهج حتى البياض . ولهذا السبب استخدم الأوزميوم يوماً ما كسلك حرارى فى مصابيح الضوء الكهربائى . وللأوزميوم أعلى درجة انصهار بين جميع المعادن البلاتينية (٢٧٥٠ درجة مئوية) حتى إن حرارة البياض لاتصهره .

والمعادن البلاتينية ثقيلة . فالروثينيوم والروديوم والبالاديوم أثقل من الفضة .

والأوزميوم والإيريديوم والبلاتين أثقل من الذهب وهى فى الواقع أثقل المواد التى توجد على الأرض .

والبلاتين أثقل بمقدار ١٠ ٪ من الذهب . وقالب الذهب الذى وزنه ٤٤ رطلا يزن ٤٩ رطلا إذا ما كان مصنوعاً من البلاتين . والإيريديوم والأوزميوم أثقل من ذلك . فالقالب المصنوع من أى منهما يزن ٥١ رطلاً . (والأوزميوم أقل وزناً بمقدار تافه عن الإيريديوم الذى هو أثقل المواد المعروفة) .

المسحوق الأسود يسرع التفاعل :

فى وجود البلاتين ، يتحد الإيدروجين مع الأكسيجين فى درجة الحرارة العادية ويلتصق بعديد من الجزيئات العضوية . وفى وجود البلاتين يتحد الأكسيجين مع ثانى أكسيد الكبريت لتكوين ثالث أكسيد الكبريت . وهذه إحدى الخطوات فى تكوين حامض الكبريتيك العظيم النفع . وفى كل هذه النواحى يعمل البلاتين كعامل مساعد .

وإذا ما كسر البلاتين إلى قطع صغيرة فإنه يؤدى عمله هذا بشكل أفضل . وإذا ماسحق بهذه الطريقة بدا أسود اللون كما هو الشأن فى جميع المعادن المسحوقة . وهو فى هذه الحالة يدعى « أسود البلاتين » . وتسهيلاً لاستخدام كميات صغيرة من هذه المادة النافعة ، نرسبها على مادة خاملة مثل الأسبستوس . « فالأسبستوس المبلتن » هو عامل مساعد يستخدم فعلاً فى عديد من العمليات الصناعية . والتفاعلات الكيميائية التى تستغرق وقتاً طويلاً بدونه ، تتقدم بسرعة عند استخدامه .

والتكاليف هى العائق الوحيد ، لأن البلاتين غالى الثمن جداً . ولذا نستخدم بدلاً منه مواد كيميائية أخرى تقوم بالعمل مثله . وهى ليست عادة فى مثل هذه الجودة ، ولكن رخصها يعوض النقص فى كفاءتها .

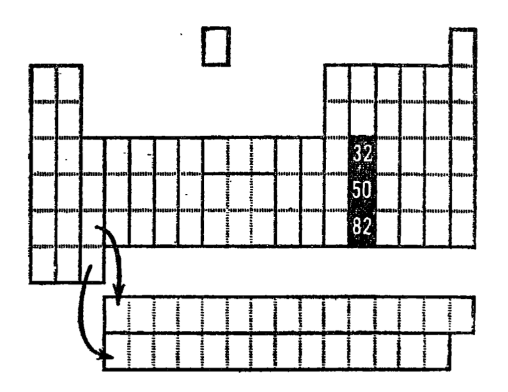
والبالاديوم أيضاً عامل مساعد جيد فى التفاعلات الإيدروجينية . والشيء المثير عن البالاديوم هو الطريقة التى يمتص بها الإيدروجين . فقطعة البالاديوم تمتص ما مقداره خمسمائة مرة من حجمها من الإيدروجين فى درجات الحرارة العادية (وهى تزداد انتفاخاً عندما تفعل ذلك)،وهي تمتص إيدروجيناً أكثر فى درجات الحرارة الأعلى . ويمر الإيدروجين مباشرة عبر ورقة من البالاديوم باتحاده معه من ناحية ، وانطلاقه حراً مرة أخرى من الجهة المقابلة .والمعادن البلاتينية الأخرى تمتص أيضاً الإيدروجين ولكن بدرجة أقل من البالاديوم .

ويستخدم البالاديوم فى الحلى أيضاً كالبلاتين. ومن الممكن استخدامه لإنتاج نوع آخر من الذهب الأبيض . فعندما تمزج تسعة أجزاء من الذهب مع جزء من البالاديوم لتشكيل سبيكة يتكون « ذهب البالاديوم » الأبيض اللون .

ويتمدد البلاتين بارتفاع الحرارة ويتقلص بانخفاضها ، مثلما تفعل معظم المواد. ومقدار تمدده وتقلصه يكاد يكون مثل الزجاج العادى . وهذا يعنى أنه إذا ما تجمد الزجاج المنصهر حول سلك بلاتينى ، تتمدد المادتان وتتقلصان جنباً إلى جنب بتغير درجات الحرارة . ومعظم المعادن الأخرى تتمدد وتتقلص أكثر أو أقل من الزجاج . وإذا ما تجمد الزجاج حول أسلاك من مثل هذه المعادن ، ففى كل مرة تتغير فيها الحرارة لا بد أن يحدث جذب عند التقاء المعدن بالزجاج ، وينكسر شيء ما . ولهذا السبب فالأسلاك الموجودة داخل صمامات الضوء الكهربائى عادة ما ترتبط بالخارج بأجزاء صغيرة من أسلاك البلاتين الملتصقة بالزجاج . واليوم لدينا سبائك خاصة مصنوعة من معادن رخيصة تتمدد وتتقلص بالدقة مثل الزجاج ، والأسلاك المصنوعة من هذه السبائك تستخدم الآن بدلاً من أسلاك البلاتين ، وأحد هذه الأنواع هو سبيكة من النيكل والحديد المعروفة بالبلاتينيت .

الفصل السابع عشر

القصدير والرصاص
عنصرا صناعة التعليب والرسم



جنات عدن وجزر القصدير :

الكربون والسليكون كلاهما من المواد اللافلزية. ولكن يوجد تحتهما في الجدول الدورى ثلاثة معادن . واثنان من هذه المعادن لابد أن يكونا مألوفين لنا جميعاً لأنهما عرفا منذ الأزمنة القديمة وهما « القصدير » و « الرصاص ».

ولقد وجدت عينات من كلا المعدنين (أوسبائك تحتوى عليهما) فى مخلفات ترجع إلى ٣٠٠٠ عام ق . م . ويشير الإنجيل إلى الرصاص وربما إلى الحديد

(فى وصف جنات عدن) فتكلم الإنجيل عن أرض هافيلا حيث يوجد « البديليوم ». ولا أحد يدرى بشكل قاطع ما هو « البديليوم » ولكن يظن أنه القصدير أو سبيكة محتوية على القصدير .

وكان أول استخدام هام للقصدير فى صناعة البرونز الذى كان أصله معدناً معروفاً لعدة آلاف من السنين . (وفى هذه الأيام بإضافة قليل من الفوسفور ينتج « برونز الفسفور » وهو أصلاً من البرونز الذى عرفه الأقدمون) . فقد أبحر الفينيقيون الذين عاشوا على الساحل الشرقى للبحر الأبيض المتوسط مسافات طويلة إلى جزر القصدير العجيبة فى الأطلنطى البعيد ، جالبين معهم خام القصدير . ولقد حرسوا الموقع السرى لجزر القصدير بعناية شديدة ظناً منهم أنهم كانوا الوحيدين الذين يعرفون من أين يحصلون على خام القصدير وأن هذا سيمكنهم من أن يطالبوا بسعر مرتفع جداً له . ومع ذلك فنحن على تمام التأكد من أن جزر القصدير كانت هى مقاطعات كورنيش Cornish فى الطرف الجنوبى الغربى من بريطانيا العظمى إلى جانب بعض الجزر الصغيرة البعيدة عن الساحل .

وما زال القصدير موفوراً هناك في شكل أكسيد القصديريك الذى يحتوى جزيئه على ذرة من القصدير وذرتين من الأكسيجين . ويدعى خام أكسيد القصديريك « الكاسيتيريت » أو « حجر القصدير » . وأكسيد القصديريك هذا (المنقى طبعاً ، لأن الخام الموجود فى الطبيعة غير نقى) يضاف إلى دهان الخزف لتحويله إلى مينا ء بيضاء وبما أنه يحول المادة الشفافة إلى معتمة، فهو يدعى « بالمعتم » .

ولقد تفتتت المناجم الإنجليزية تماماً اليوم . والقصدير (الذى يعتبر بحق معدناً نادراً تقريباً) يحصل عليه غالباً من شبه جزيرة الملايو فى جنوب شرق آسيا ، وإلى حد ما من بوليفيا فى أمريكا الجنوبية. وخلال الحرب العالمية الثانية ، عندما احتلت

اليابان شبه جزيرة الملايو ، وجدت الولايات المتحدة مشقة فى الحفاظ على القصدير الذى تملكه. وكان على الناس أن يردوا أنابيب معجون الأسنان الفارغة عندما يشترون أنابيب جديدة ، لأن الأنابيب كانت تحتوى على القصدير .

وما زال القصدير يستعمل فى صناعة البرونز ، ولكن لم يعد هذا هو الاستخدام الرئيسى له (والواقع أن استخدام القصدير الغالى الثمن فى البرونز « الألومنيومى » كاف تماماً لجميع الأغراض). ويمكن للقصدير أن يكتسب لمعة شديدة. وهو لا يتأثر بالأكسيجين أو الماء أو الأحماض الضعيفة. ولهذا فمن الممكن استخدامه فيما له اتصال بالأطعمة (التى غالباً ما تكون أحماضاً ضعيفة) دون أن يفقد لمعته وبدون أن يتآكل أو يؤثر فى الطعام. ولهذا السبب فالأوانى المصنوعة من الصلب التى تستخدم لحفظ الطعام تغلف بالقصدير. وهذا هو السبب الذى كثيراً ما يشار من أجله إلى « صفائح القصدير » باسم « الصفائح » وهذه الأسماء بالطبع ليست صحيحة تماماً · فالقصدير النقى مرتفع الثمن جداً (بل إنه أغلى ٣ مرات عن النحاس) — وقد ذكرنا أنه تصنع منه العلب ولكن الواقع إنه يستخدم فقط فى التبطين . ومثل هذا الحديد المغطى بالقصدير يدعى عادة « بالأطباق القصديرية » · ونصف القصدير المنتج اليوم يستخدم فى صناعة العلب·

ولا يصلح القصدير لصناعة الأسلاك ، ومع ذلك فهو قابل للطرق فيمكن طرقه إلى صفائح رقيقة تدعى «شرائح القصدير». وقد استخدمت صفائح القصدير لتخزين الطعام فى العلب. وفى هذه الأيام وبسبب ارتفاع ثمن القصدير استعيض عن شرائح القصدير بشرائح الألومنيوم. ولكن قوة هذه المادة تجعل كثيراً من الناس يسمونها «شرائح القصدير» حتى الآن · وتحاول الصناعة فى الواقع وبكل طريقة ممكنة أن تستغنى عن القصدير بقدر المستطاع وخاصة منذ اندلاع الحرب العالمية الثانية وذلك باستخدام البدائل .

ويحتوى القصدير عادة على نسبة من الكربون والسليكون · ففى درجات

الحرارة الأدنى من ١٨ درجة مئوية ((٦٥ درجة فهرنهيتية) ، يتحول القصدير المعدنى العادى والذى يسمى بالقصدير الأبيض إلى شكل تآصلى يدعى « القصدير الرمادى » . والقصدير الرمادى ليس فى الحقيقة معدناً على الإطلاق ، وإنما مادة لافلزية تتشابه مع الكربون والسليكون وتفتت القصدير الرمادى إلى مسحوق . وهذا التغيير ليس سريعاً ما لم تنخفض الحرارة كثيراً تحت درجة التجمد . ففى مدينة باردة مثل لننجراد تتفتت المواد القصديرية ، وقد أطلق الناس على هذا التفتت اسم « تعفن القصدير » أو « طاعون القصدير » أو « مرض القصدير » . ولا يعتبر أى من هذه الأسماء مناسباً .

وهناك حقيقة طريفة فيما يتعلق بالقصدير . فالمعدن يتكون من بلورات صغيرة، وعندما يثنى شريط من القصدير تنزلق البلورات فى مواجهة بعضها البعض مكونة صوتاً يدعى « صرخة القصدير » .

النقاشون والسباكون :

وقد استخدم الرومان الأقدمون الرصاص فى الصهاريج لتخزين مياه الشرب، وفى الأنابيب لنقل هذه المياه ، وفى المجارى لنقل الماء المستهلك بعيداً .

وللرصاص بعض الجوانب الطيبة التى تجعله صالحاً لعمل أنابيب المياه . فهو لين ومن السهل لفه فى شكل أنبوبة حتى بدون آلات حديثة . (والواقع أنه ألين المعادن الشائعة ، ومن الممكن أن يخدش بالأظافر) . وقبل زمن الجرافيت كانت تستخدم أصابع من الرصاص اللين لعمل العلامات ، ولهذا السبب تدعى من أجله أقلام الجرافيت (بأقلام الرصاص) والذى من أجله تدعى أصابع الخارصين التى تستخدم لحشو الأقلام الميكانيكية « بالرصاص » ، والذى من أجله كان الإسم القديم للجرافيت هو « البلامباجو » الذى يشتق ، كما ترى ، من الكلمة اللاتينية للرصاص .

وفائدة أخرى للقصدير هى أنه لا يتأثر بالماء القلوى الخفيف (كما هو الحال مع الماء المعتاد) وهو يعيش لزمن طويل . وما زالت بعض الأنابيب الرومانية القديمة تستخدم حتى اليوم . وإذا ما أضيفت بضعة أجزاء من المائة من التليريوم إلى الرصاص فالسبيكة تقاوم التآكل بشكل هائل . ولكن الرصاص له نقطة بالغة الضعف . فالماء الحمضى لدرجة بسيطة يأكل الرصاص ويذيب بعض مركباته ، وهى سامة ، فأوقية من مركب الرصاص تسكفى لتسميم ٢٥٠٠٠ جالون من الماء .

ويتجمع الرصاص فى العظام ويتبقى فيها ولا يمكن للجسم أن يتخلص منه إلا ببطء شديد . ولهذا السبب ، وحتى إذا كانت مركبات الرصاص التى فى الماء فى أى وقت غير كافية لتصبح سامة ، فيمكنها أن تترا كم عبر مدة طويلة من الزمن ، وأن تسبب الضرر . وبمعنى آخر ، فالتسمم بالرصاص عملية تراكمية . ولهذا السبب تصنع أنابيب الماء الآن من الحديد أو النحاس الأصفر .

وأحدث استخدام للرصاص هو استخدامه كمادة ملونة فى الطلاء — أى كصبغة . وأحد مركبات الرصاص المستخدمة فى هذه الناحية هو كربونات الرصاص القاعدية الذى يسمى عادة بالرصاص الأبيض وله جزىء معقد إلى حد كبير — فهو يحتوى على ثلاث ذرات من الرصاص وذرتين من الكربون وذرتين من الايدروجين وثمانى ذرات من الأكسيجين . وإذا ما مزج بزيت بذر الكتان لتكوين طلاء أبيض فسيبقى ذلك لامعاً وأبيض لفترة طويلة إذا ما عرض فقط للهواء النقى والماء ، أو للطقس المعتاد . ولكن فى حضارتنا الصناعية الحديثة ، يحتوى الهواء عادة على مركبات الكبريت التى تنشأ عن احتراق الفحم . وهذه المركبات تؤثر فى الرصاص الأصفر وتكون كبريتيد الرصاص (ويحتوى الجزىء على ذرة من الرصاص وذرة من الكبريت) وبما أن كبريتيد الرصاص أسود اللون ، فاللون الأبيض يصبح داكناً بالتدريج .

وبالمناسبة يوجد كبريتيد الرصاص فى التربة وفى هذه الحالة يدعى بالجالينا .

وهذا هو أكثر خامات الرصاص أهمية ، فالرصاص نادر . ولكن لما كانت خامات الرصاص منتشرة فى جميع أنحاء العالم ، فالرصاص أرخص بكثير من القصدير .

وتحول اللون إلى أسود بواسطة الكبريت هو أحد مصاعب الطلاء بالرصاص . وهناك أيضاً مشكلة التسمم — إذ يتعرض النقاشون للاصابة بالتسمم بالرصاص فى كثير من الأحوال ، نتيجة العمل بالطلاءات المحتوية على الرصاص ، لدرجة أن المرض يدعى عادة بمغص النقاشين .

وهناك أصباغ أخرى تحتوى على الرصاص : أحدها هو « أكسيد الرصاص الأحمر » أو كما يسمى عادة « الرصاص الأحمر » ، ويسمى أحياناً « السلاقون الأحمر » ويحتوى جزيئه على ثلاث ذرات من الرصاص وأربع ذرات من الأكسيجين ، وله لون أحمر داكن . ويستخدم الرصاص الأحمر فى الغطاء الأول — أى فى الطلاءات التى تستخدم فى الغطاء الأول — للصلب . ويعود اللون الأحمر الداكن لعوارض الحديد المستخدمة فى الإنشاءات إلى الرصاص الأحمر . ومركب الرصاص الهام الآخر هو (ثالث إيثيل الرصاص) : وهنا تتحد ذرة الرصاص مع أربع مجموعات هيدروكربونية مكونة ثالث إيثيل الرصاص الذى يضاف إلى البنزين لتخفيف حدة اشتعاله ، أى لمنع تفجر الجازولين فى الأسطوانات) ولزيادة طاقته . والجازولين الذى تجرى عليه هذه العملية يسمى « البنزين الخاص — أو السوبر » .

وإذا كان ثالث إيثيل الرصاص هو المادة الوحيدة المضافة إلى الجازولين فيمكن أن يتبقى « رماد » الرصاص على الأسطوانات مما يدمر المحرك . ولمنع ذلك يضاف إلى الجازولين أيضاً مركب عضوى يحتوى على البروم . وعندما يحترق الجازولين يتحد الرصاص والبروم لتكوين بروميد الرصاص (الذى يحتوى جزيئه

على ذرة من الرصاص وذرتين من البروم) . وبروميد الرصاص لايغلي تحت درجة ٩٠٠ مئوية ، ولكن هذه الحرارة يتوصل إليها في محرك السيارة ، ويتبخر بروميد الرصاص ويطرد في العادم ويتخلف من ذرات الرصاص بعد أن تكون قد أدت مهمتها .

وما زال للرصاص استخدام آخر في سيارة اليوم . فبطارية التخزين التي تمد المحرك الذاتي والمصابيح والراديو وما إلى ذلك بالكهرباء تتكون من شرائح متبادلة من الرصاص وثاني أكسيد الرصاص (يحتوى الجزىء على ذرة من الرصاص وذرتين من الأكسيجين). وهذه الشرائح تحاط بحامض كبريتيك مركز . وعندما تعمل بطارية التخزين ، يتحد كل من الرصاص وثاني أكسيد الكربون مع حامض الكبريتيك لتكوين كبريتات الرصاص (ويحتوى الجزىء على ذرة من الرصاص وذرة من الكبريت وأربع ذرات من الأوكسيجين) ، وعندما يعاد شحن البطارية تتحول كبريتات الرصاص مرة أخرى إلى رصاص وثاني أكسيد رصاص. ويحتوى الرصاص المستخدم في شرائح البطاريات على ٩ ٪ من الأنتيمون . وفي هذه الأيام تعتبر هذه الشرائح أكبر استخدام لكل من الرصاص والأنتيمون .

وهناك نوع من الزجاج يكاد يكون كله مصنوعاً من «سايكات الرصاص» . وهذا الزجاج الصواني حيث أنه يعكس الضوء أكثر من الزجاج العادي يمكن تقسيمه إلى أسطح ذات تأثير شبيه بالجواهر ، وهو لذلك يستخدم في صناعة الجواهر المقلدة المسماة بالعجائن Paste . وهو أيضاً صاف تماماً وشفاف ، لذلك يستخدم في العدسات وفي الآلات البصرية مثل الميكروسكوبات . ويتكون مثل هذا الزجاج بتسخين أول أكسيد الرصاص (الذى يدعى الليثارج ويحتوى جزيئه على ذرة من الرصاص وذرة من الأكسيجين) مع الرمل وكربونات البوتاسيوم .

ومعظم مركبات الرصاص غير قابلة للذوبان بشكل خاص في الماء . والاستثناء هو « خلات الرصاص » التي تسمى عادة « بسكر الرصاص » : ويأتي الإسم من

أن المركب له مذاق حلو ، ولكن لا تدع ذلك يخدعك ـ فمع أنه حلو المذاق إلا أنه سام جداً رغم كل ذلك .

الوزن ودرجة الانصهار .

لا يعتبر الرصاص مثيراً كمعدن . فهو رمادى تقريباً ولا يكتسب لمعاناً ، كما أنه لين وضعيف ، ويعتقد الناس أنه معدن رخيص أو ربما عديم القيمة . وفى قصة « تاجر البندقية » لشكسبير جعلت البطلة « بورشيا » المتقدمين لزواجها يختارون بين ثلاثة صناديق مقفلة . فإذا ما اختار أحدهم الصندوق الذى يحتوى على صورتها ، فإنها ستتزوجه . وكان أحد الصناديق من الذهب والآخر من الفضة رمزاً للثروة — أما الثالث والذى كان يحتوى فعلاً على الصورة فكان من الرصاص ، رمزاً للفقر . (وكان المفروض أن يتغاضى البطل عن المظاهر الخارجية كما ترى ، فى سبيل الحقيقة الكائنة فى الداخل) .

والشىء الوحيد المتعلق بالرصاص والذى أثر فى الناس هو وزنه الذى يفوق الحديد بنسبة ٥٠٪ كما أنه أثقل من الفضة ثلاث مرات (وهو يزن نصف الذهب أو البلاتين) . ولكن قلة من الناس وخاصة فى الأزمنة المبكرة كانوا يتدا ولون هذه المعادن الثمينة . وبما أن الرصاص كان أثقل المعادن الشائعة فكان يستخدم حيثما كان الوزن مهماً . وكانت تصنع منه القذائف والطلقات الجيدة نظراً لأن الطلقة الثقيلة تسبب تلفاً أكبر من الخفيفة التى تساويها فى الحجم . وبإضافة قدر ضئيل من الخارصين إلى الرصاص يصبح أكثر صلادة وأكثر فائدة لهذا الغرض .

والقصدير أيضاً رغم أنه غالى الثمن تماماً إلا أنه يشتهر بأنه رخيص وأقل مرتبة . ففى الأزمنة المبكرة لصناعة السيارات كان يشار إلى السيارات الرخيصة الثمن من باب النكتة على أنها « من الصفيح » .

ومن الخواص المفيدة للرصاص أنه ينصهر عند ٣٢٨ درجة م — وهذه تعتبر

منخفضة بالنسبة لأى معدن . وينصهر القصدير عند درجة حرارة ٢٣٢ درجة م، والإثنان معاً يكونان سبائك تنصهر فى درجات أكثر انخفاضاً وهي مفيدة لهذا السبب .

ولقد سبق أن تكلمت عن السبائك القابلة للانصهار وفلز الطباعة المعدنية : فهي تحتوى على الأنتيمون والبزموت ولكنها تحتوى أيضاً على القصدير أو الرصاص أو كليهما . ومعدن « الوود » مثلاً يتكون من ٥٠٪ من البزموت ولكنه يحتوى أيضاً على ٢٥ ٪ من الرصاص و ١٢٫٥٪ من القصدير . وفلز الطباعة مثلاً يحتوى على ٥ ٪ من الأنتيمون و٣ ٪ من القصدير و ٨٢ ٪ من الرصاص . ويتكون البيوتر الذى استخدم مرة لصناعة أوانى الطعام الرخيصة (فى زمن كانت الأنواع الغالية من الفضة أو المطلية بالفضة) فى الأغلب من القصدير .

والقصدير والرصاص المختلطان فى سبائك بنسب مختلفة يكونان قصدير اللحام الذى ينصهر فى درجة حرارة منخفضة وهو لين . وعندما يضغط سلك غليظ منه على كتلة من المعدن الساخن فى النار أو بواسطة تيار كهربائى أو مكواة اللحام فإنه ينصهر بسهولة ، ويسمح للقصدير المنصهر بأن ينسكب فى قطرات على قطعتين من المعدن (المكون من الحديد أو النحاس) ويقربان من بعضهما البعض ، وعندما يتجمد قصدير اللحام مرة أخرى يلتصق بشدة بقطعتى المعدن كليهما ، وبهذه الطريقة تصبح القطعتان قطعة واحدة . ويعمل قصدير اللحام كنوع من الغذاء المعدنى . وإنه لمن الصعب تسيير الدوائر الكهربائية إذا لم يمكن لحام الأسلاك ببعضها بسرعة وسهولة .

التنبؤ الكيميائى :

العنصر الذى يقع بين السليكون والقصدير فى الجدول الدورى هو « الجيرمانيوم » . ولقد اكتشف عام ١٨٨٦ بواسطة كيميائى ألمانى يدعى « ك . أ . » ونكلر وسماه نسبة لألمانيا .

ومن المؤسف أنه لم يعرف شيء عن الجيرمانيوم سوى حقيقة واحدة ، وهي مجرد اكتشافه .

وفى عام ١٨٦٩ صاغ كيميائى روسى « د٠ ١٠ مندليف » الجدول الدورى ، وأوضح أن العناصر الموجودة فى نفس الصف لها خواص متشابهة . وفى أيامه بالطبع لم تكن كل العناصر معروفة — ولذلك كانت هناك « فجوات » فى الجدول الدورى .

ولقد قرر مندليف فى عام ١٨٧١ أن عناصر جديدة سيمكن اكتشافها لملء هذه الفراغات . والتقط ثلاثة عناصر على وجه التحديد لتلائم ثلاث فجوات محددة إحداها كان العنصر الذي قال إنه ينتمى إلى المكان تحت السليكون وفوق القصدير . ولقد أطلق عليه « إكا سليكون » وتنبأ بما ستكون عليه خواصه عندما يكتشف (وهذه الكلمة تعنى العنصر الموجود فى الفراغ رقم واحد تحت السليكون) . ولقد استخدم كمرشد له الخواص المعروفة للسليكون والقصدير. وسرعان ما اكتشفت كل عناصر مندليف الثلاثة وأصابت تنبؤاته الهدف كل مرة . ولقد كان الجيرمانيوم هو آخر الثلاثة وقد وضع اللمسة الختامية على المسألة كلها أن أحداً لم يتساءل عن قيمة الجدول الدورى منذ ذلك الوقت .

وفى السنوات التالية اكتشفت فائدة غير متوقعة إطلاقاً للجيرمانيوم — فمن الممكن لقطعة من معدن الجيرمانيوم تحتوى على كميات صغيرة من الشوائب المعينة وفى ظروف مناسبة أن توصل الكهرباء فى اتجاه واحد فقط ، أو بمعنى آخر أنها تعمل كمنق وهى تعمل أيضاً كمكبر : أى أنها تحول التيارات الصغيرة إلى تيارات كبيرة . ولهذا السبب يجب أن ينقى الجيرمانيوم من بعض المعادن مثل الزرنيخ ، فالجزء الواحد من البليون من الزرنيخ يمكن أن يفسد كل شيء .

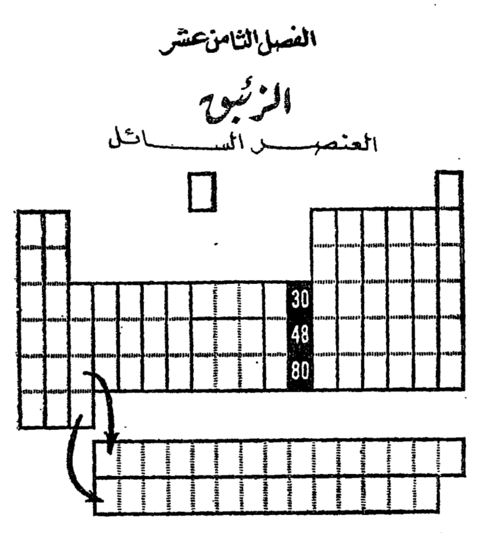
وتخدم الأنابيب المفرغة فى أجهزة الراديو والتليفزيون وغيرها من الأجهزة

الإلكترونية هذا الغرض تماماً (لأنها منقيات ومكبرات) . وهذا يعنى أن جزءاً دقيقاً من الجيرمانيوم (يسمى الترانزستور) يمكن أن يقوم بعمل أنبوبة مفرغة أكبر منه بكثير . ويتطلب الترانزستور قوة أقل بكثير ويولد حرارة أقل بكثير ويمكث فترة أطول من الأنابيب المفرغة . ولما كانت الأنابيب المفرغة تشغل حيزاً كبيراً من الفراغ فى الأجهزة الإلكترونية فإن استخدام الترانزستور بدلا منها يعنى أن آلات الراديو التى لا يزيد حجمها عن ساعة اليد (وغير ذلك من الأعاجيب) أصبحت مسألة عملية. وحتى قريباً جداً استخدمت قطع من السليكون لتعمل كترانزستور . ويعرف الجيرمانيوم والسليكون بأشباه الموصلات لأنها لاتنقل الكهرباء بنفس مقدرة معظم المعادن ولكنها تنقلها بدرجة أفضل إلى حد ما من معظم المواد اللافلزية .

الفصل الثامن عشر

الزئبق

العنصر السائل



المعدن المختلف :

فى الفصل السابق قلت إن القصدير والرصاص ينصهران عند درجات حرارة أقل من ٢٠٠ أو ٣٠٠ درجة م، وتنصهر المعادن القلوية كما رأيت ربما عند درجات من الحرارة أقل ، وأحد هذه العناصر وهو السيزيوم، يتحول إلى سائل فى يوم صيف حار . ومع ذلك فهناك معدن واحد سائل حتى فى اليوم البارد . هذا المعدن هو الزئبق . والواقع أنه لا يتجمد حتى عند درجة حرارة ٣٩ تحت الصفر المئوى كما أنه لم يتجمد عملياً حتى عام ١٧٥٩ . وعندذلك فقط رحب الكيميائيون بأن يعتبروه معدناً حقيقياً . وقد أطلق الرومان واليونانيون على الزئبق اسم « هيدرارجيرم » Hydrargyrum أى « الفضة السائلة » . ونحن غالباً ما نطلق

عليه « الفضة السريعة » . « والسريعة » تعنى الحية . وإذا كنت قد لعبت بجزء من الزئبق — ومما يبعث البهجة أن تلعب به — فلا بد أنك لاحظت أن قطرات صغيرة منه تتدحرج بسرعة إذا ما وقع عليها ضغط بالإصبع — إنها تبتعد كما لو كانت جسماً حياً . ومن هنا جاء اسم « الفضة السريعة » .

وقد ورد اسم « الزئبق » عن كيميائيى العصور الوسطى الذين جروا على تسمية الفلزات المختلفة فى كتاباتهم باسم الأجرام السماوية . فسمى الذهب « الشمس » ، والفضة « القمر » ، والحديد « المريخ » ، والنحاس « الزهرة » . . وهكذا . . . وكانت كتاباتهم تحتوى على جزء من علم الفلك وأشياء أخرى لا ينشر كثير منها فى أيامنا هذه . ولم يتبق من هذه الأسماء التصويرية إلا اسم ذلك الفلز السائل ، وهو هيدرارجيرم أو « الزئبق » . ومازلنا حتى اليوم نستعمل هذا الاسم .

والزئبق مادة ثقيلة ، بل أثقل من الحديد مرتين ، وأثقل من الرصاص بثلث مرة . وتطفو كرة من الرصاص فوق الزئبق ، ويزن الرطل من الزئبق ½ ١٤ رطل . حاول إذا وجدت فى معمل كيمياء أن ترفع زجاجة من الزئبق . إنك ستستخدم أولاً وبشكل طبيعى من القوة ما تعتقد أنه يكفى لحمل هذا الحجم من الماء أو الكحول ، وعندما تفعل هذا ستشعر كأن زجاجة الزئبق قد تسمرت فى المائدة وستضطر إلى استعمال مزيد من القوة لرفعها وستكون سعيداً عندما تعيدها إلى مكانها .

ونظراً لأن الزئبق هو أثقل سائل معروف فى درجة حرارة الحجرة فهو ذو أهمية خاصة فى التنبؤ بحالة الطقس .

ويعتبر وزن الهواء الذى يعلونا أحد المعالم التى تدخل فى طريقة التنبؤ بحالة الجو . وكنتيجة لحرارة الشمس وارتباطها بتأثير المحيطات والجبال ، يتجمع الهواء الجوى فى بعض الأماكن ليكون مناطق ضغط عال ، ويقل فى أماكن

أخرى ليكون مناطق ضغط منخفض ، وتنتقل هذه المناطق حول الأرض . ويرتبط الجو الصحو دائماً بالضغط المرتفع ، والجو العاصف بالضغوط المنخفضة .

والاختلافات في الضغط ليست كبيرة . فقد يزيد الهواء في منطقة الضغط العالي عن المنخفض بمقدار ١٠٪ ، وهو ليس كبيراً بحيث يؤثر على تنفسنا أو أى شيء آخر حولنا . وعلينا أن نستعمل أجهزة لقياس التغير في الضغط .

وإحدى طرق قياس الضغط الجوى هي بموازنته بعمود من سائل . فوزن الهواء الذى يعلو بوصة مربعة من سطح الأرض ، ما يوازى وزن عمود من الماء ارتفاعه ٣٤ قدماً فوق نفس البوصة المربعة . فلو كان ضغط الهواء منخفضاً لوزن ما يساوى عموداً من الماء ارتفاعه ٣٣ قدماً . ولو وازنا عموداً من الماء بالهواء (ويمكن عمل هذا بمنتهى السهولة) لأمكننا متابعة التغيرات في الضغط الجوى بمراقبة الاختلافات في ارتفاع عمود الماء .

ولكن استعمال عمود من الماء يبلغ ارتفاعه ارتفاع بناء ذى أربعة طوابق شيء غير محتمل ولذا نستخدم بدلاً منه عموداً من الزئبق ، وحيث أن وزن الزئبق يزيد عن وزن الماء بما مقداره أربع عشرة ونصف مرة ، لذلك يزن عمود من الزئبق طوله ٣٠ بوصة نفس وزن عمود من الماء طوله أربعة وثلاثون قدماً (على فرض أن قطريهما متساويان) .

وتسمى الأنبوبة الزجاجية المحتوية على ثلاثين بوصة من الزئبق والتى تعادل الضغط الجوى (بالبارومتر) . ويقاس ارتفاع ذلك العمود من الزئبق بكل دقة وستسمع في كل نشرة جوية مقدار الضغط الجوى مقسماً إلى أقرب جزء من المائة من البوصة وسيقول الراصد الجوى ما إذا كان البارومتر ثابتاً أم يرتفع أو ينخفض . فاذا كان في حالة ارتفاع فهذا يعنى أن الجو سيصحو . أما إذا كان في حالة انخفاض فهذا يعنى هبوب جو عاصف . وإذا كان ثابتاً فهذا يعنى أنه سيستمر كما هو .

وأحد الاستعمالات الأخرى المعروفة للزئبق هى فى قياس الحرارة ، لأن الزئبق يتمدد بارتفاع درجة الحرارة وينقلص بانخفاضها ، مثل كل المواد الأخرى . ولكن الزئبق يفعل هذا بمنتهى الانتظام فيتمدد بشكل متساو على مدى كبير من الحرارة .

فإذا صنع جهاز يملأ حتى فوهته بالزئبق وتنفذ منه أنبوبة رفيعة جداً ، فبارتفاع درجة الحرراة يتمدد الزئبق قليلاً ولا يجد منفساً له إلا فى الأنبوبة الرفيعة فيرتفع فيها قليلاً . وإذ انخفضت درجة الحرارة يتقلص الزئبق وينخفض فى الأنبوبة .

والترمومتر ما هو إلا انتفاخ من الزئبق ملتصق بأنبوبة رفيعة . فإذا وضع الترمومتر فى ثلج مصهور فإن ارتفاع عمود الزئبق فى الأنبوبة الرفيعة سيشير إلى درجة الصفر المئوية (أو ٣٢ درجة فهرنهيت) . أما إذا وضع فى ماء مغلى فإن ارتفاع عمود الزئبق سيشير إلى ١٠٠ درجة مئوية (أو ٢١٢ درجة فهرنهيت) . ويمكن بعد ذلك تقسيم المسافة بين العلامتين بالتساوى إلى درجات مرقمة .

والزئبق ليس هو السائل الوحيد المستعمل فى عمل الترمومترات . فبعض الترمومترات المنزلية العادية ، والتى تعلق خارج النوافذ لمعرفة حرارة الجو الخارجى ، تحتوى على سائل به صبغات حمراء لتسهيل رؤيته .

ولا يبلل الزئبق الزجاج ، أي أنه لا يلتصق حتى بطبقة رقيقة بالزجاج عند ارتفاعه وانخفاضه (بعكس الماء الذى تلتصق طبقة منه بالزجاج) ولهذا السبب ينزلق الزئبق ويرتفع بسهولة فى الأنبوبة . وهذه الخاصية هامة فى كل من الترمومتر والبارومتر .

وفى حالة الترمومتر يتم لحام الأنبوبة فى جو مفرغ . أما البارومتر فإن سطح الزئبق العلوى يلامس الهواء الجوى ، وهو لا يتأثر بالهواء فى الظروف العادية . وهذه من حسنات الزئبق .

وبما أن الزئبق فلز فهو جيد التوصيل للكهربية. فإذا وضع جزء منه في أسطوانة أفقية وكان فى أحد طرفيها سلك توصيل ، وأملنا الأسطوانة بحيث لا يلامس الزئبق سلكي التوصيل ، فإن الدائرة تقفل . أما إذا أملناها إلى الجهة الأخرى فسيبتعد الزئبق عن سلكي التوصيل وتفتح الدائرة . وتستخدم مثل هذه « المفاتيح الزئبقية » فى الصناعة وحتى فى بعض المنازل (فهي تتميز عن المفاتيح القديمة التصميم بأنها لا تحدث ضجة أثناء قفل أو فتح الضوء) ، وهذه المفاتيح تمثل أهم استعمالات الزئبق فى هذه الأيام .

أطباء الأسنان وخواتم الزواج :

تعتبر مركبات الزئبق عامة سامة مثل مركبات الرصاص . بل هناك فى الواقع خطر من الزئبق غير موجود فى الرصاص . فالزئبق يغلي عند ٣٥٧ درجة مئوية ، وهي درجة غليان منخفضة عن كل الفلزات الأخرى . وحتى فى الدرجات الأقل ، تتصاعد كمية من أبخرة الزئبق ، وهذه الأبخرة سامة عند استنشاقها ولها تأثيرات مضاعفة. ولذا لا يسخن الكيمائيون الزئبق بدون تجهيز طريقة ليسحب بها الهواء البخار .

ومع ذلك فلدى الكثير منا زئبق فى فمه طول الوقت : ويخالط الزئبق بكثير من الفلزات ليكون سبائك تعرف « بالملغمات » . فمثلاً يختلط الزئبق بسبيكة الفضة ليكون ملغم الفضة . وعند بدء تكون ملغم الفضة يكون طرياً ويمكن تشكيله مثل الطفل ولكنه بعد دقائق يصبح صلداً .

وعندما ينزع أطباء الأسنان الجزء المسوس من الأسنان ، فإنهم يصنعون ملغم الفضة الذى يحتوى على كمية صغيرة من القصدير والنحاس والخارصين والفضة ويضغطونه فى فراغ السن « كحشو من الفضة » . ولا يتأثر مثل هذا الحشو بالهواء أو

اللعاب أو الأكل . وحيث أن ذرات الزئبق ملتصقة بشدة بذرات الفضة ولا تتبخر أو تذوب فلا خطر منها بتاتاً .

ويستخدم أيضاً « ملغم الذهب » فى حشو الأسنان . ويختلط الذهب بالزئبق بسهولة وبسرعة ، وهذا شىء لابد من تذكره عندما تريد أن تلعب بالزئبق — فلابد من خلع خواتمك . وقد حدث أن صبت زوجتى قطرة من الزئبق من يد لأخرى فأتلفت خاتم زواجها تماماً ، إذ ذهب اللون الأصفر ، وبدا رمادياً وعادياً فحزنت عليه حزناً كثيراً .

ويستفيد الكيميائيون كثيراً بالملغمات . فيستخدم فلز الصوديوم مثلاً لأغراض متعددة ، ولكنه شديد التفاعل ، ويخلق مشاكل تتطلب التأمين ضده . ولذا يخلط بالزئبق لتكوين « ملغم الصوديوم » وبهذا يقوم بكل أعمال الصوديوم نفسه ونحن آمنون عند استعماله .

وأحد استعمالات الزئبق المعروفة فى هذه الأيام هى فى صنع مصابيح خاصة بنفسجية بها نقطة من الزئبق تتحول بمرور التيار الكهربائى إلى بخار يسطع بالضوء ، ويعطى الأشعة فوق البنفسجية القوية . ويستخدم الزئبق فى « مصابيح الشمس » وهى التى تكسب جلدك فى الشتاء لوناً بنياً (أو تحرقه كالشمس إن لم تكن حريصاً) . ويستخدم أيضاً فى مصابيح الفلورسنت حيث ترسب الأشعة فوق البنفسجية طبقة من المسحوق داخل الأنبوبة لتتوهج بضوء أبيض ساطع .

والإسم الشائع لكلوريد الزئبق هو « كالوميل » (ويحتوى الجزىء منه على ذرتين من الزئبق وذرتين من الكلور) وكان يستخدم قديماً كمسهل ، ومع ذلك فهو خطير ويحدث تسمماً مالم يستعمل بحذر . وقريبه « كلوريد الزئبقيك » أكثر خطورة (ويحتوى الجزىء منه على ذرة واحدة من الزئبق وذرتين من الكلور) ويعرف عموماً باسم « السليمانى » ويكفى قليل منه للقضاء عليك مهما كنت حريصاً .

أما أكسيد الزئبقيك فهو مركب أحمر طوبى اللون ، يحتوى الجزىء منه على ذرة من الزئبق وذرة من الأكسيجين . وترجع أهميته التاريخية إلى أنه المركب الذى سخنه « برستلى » عندما اكتشف الأكسيجين . وهناك مركب آخر أحمر للزئبق وهو كبريتيك الزئبقيك (ويحتوى الجزىء منه على ذرة زئبق وذرة كبريت) . ويوجد فى الأرض بشكل طبيعى ومعروف باسم « السلقون » وهو أهم خامات الزئبق ، ويستخدم المركب النقى كألوان حمراء زاهية للرسم تعرف بالقرمزى .

وتعتبر « فلمنات الزئبق » من المفرقعات التى تنفجر بمجرد اللمس (ويتكون الجزىء منها من ذرة من كل من الزئبق والأكسيجين والنيتروجين والكربون) وتكفى طرقة خفيفة لتفجير جزء صغير منها تفجيراً شديداً . (وعادة ما تحتاج المتفجرات المفيدة لقوة أكبر من هذه — وهذا من حسن الحظ — وإلا فإن المشتغلين أو المستخدمين لها يتمزقون إرباً) . وتستخدم كميات ضئيلة منها فى صناعة كبسولة الديناميت التى تفجر بدورها كميات أكبر من المفرقعات الأقل حساسية مثل الديناميت ، ويمكن إشعال الفلمنات من مسافة بعيدة بواسطة الكهرباء أو بواسطة الصدمة التى يحدثها تفجر الديناميت .

وأخيراً فالمير كروكروم الذى تعرفه جيداً كمطهر هادىء للجروح البسيطة والخدوش يحتوى جزيئه على ذرة زئبق .

البطاريات والطلاء الواقى :

يتشابه الفلزان الموجودان فوق الزئبق فى الجدول الدورى تشابهاً تاماً ، ويبدو أن أحدهما وهو الخارصين (العنصر رقم ٣٠) كان معروفاً فى العصر القديم . ويرجع تاريخ السبائك التى تحتوى عليه إلى ٢٥٠٠ ق . م ، ولكن لم يتم فصل الفلز ذاته إلا سنة ١٧٤٦ عندما اكتشفه الكيميائى الألمانى « أندريه سجسموند مارجراف » .

وكان أقدم استعمال للخارصين فى عمل سبائك النحاس المعروفة « بالنحاس الأصفر » . وفيه تزداد صلابة وقوة النحاس بإضافة الخارصين إليه . وأقوى ما يكون النحاس الأصفر عندما تبلغ نسبة الخارصين فيه ٣٥ ٪ أو ٤٠ ٪ ، وحالياً يمكن زيادة صلابته بإضافة النيكل (بنسبة تصل إلى ١٢ ٪) ، وتسمى السبيكة الناتجة « بالنحاس الأصفر النيكل » .

وينتشر استعمال النحاس الأصفر فى عمل الزراير والزينة التى تعلو السترات والملابس التنكرية (ويسمى أحياناً المزيج المكون من ٨٠ ٪ نحاس و ٢٠ ٪ خارصين بالمعدن الهولندى إذ تبدو السبيكة الناتجة وقد شحب لون النحاس الأصفر فيها وتحولت إلى لون الذهب تماماً) ، ولذلك فكلما زادت رتبة ضابط الجيش زادت زينة سترته وحواشيها .

ويخفى النيكل بإضافته إلى النحاس الأصفر لون النحاس كلية حتى إن كمية قليلة منه تكفى لتحويل لون السبيكة إلى الأبيض . (كما هو الحال فى النيكل الأمريكى أو العملة ذات الخمس سنتات التى يتكون ثلاثة أرباعها من النحاس ، ولكن لا يبدو لونه إطلاقاً) . ولهذا السبب يطلق على النحاس الأصفر اسم « الفضة النيكل » أو « الفضة الألمانية » ولو أن هذه الأسماء مضللة ، لأن السبيكة لا تحتوى على فضة .

والنحاس الأصفر المحتوى على ٤٠ ٪ خارصين يقاوم التآكل ، ويسمى (معدن مانتز) . ويستخدم لهذا السبب في عمل طلاء لوقاية قيعان السفن بنجاح أكبر من النحاس .

ويوجد استعمال هام فى وقتنا هذا للخارصين ، ألا وهو عمل البطاريات الجافة ، وهو النوع الذى يذكرنا « ببطاريات الكشافات الضوئية » . ومثل هذه البطاريات لها

غلاف خارجى من الخارصين (تحت غلاف الكرتون مباشرة) وقضيب من الكربون فى الوسط ، وبينها أنواع مختلفة من المواد الكيميائية .

ويتفاعل الخارصين والكربون والمواد الكيميائية التى بينها لإنتاج الكهرباء . وإذا تركت البطارية جانباً فإنها تخزن الكهرباء ولاتنطلق منها . ولكن إذا وصل « طرفا » البطارية الموجودان فى جهة واحدة (أحدهما متصل بغلاف الخارصين والآخر بقضيب الكربون) بسلك معدنى لانسابت الكهرباء خلال السلك . وإذا وضع مصباح كهربائى فى الطريق ومر به التيار الكهربائى فإنه يضىء ومن الطبيعى ألا تنساب الكهرباء إلا عندما لايوجد أى قطع فى السلك ، أى تكون الدائرة مغلقة . ولن يعمل أى كشاف ضوئى عادى إلا إذا ضغطنا الزر ، وبذا نقفل أى فتحة فى الأسلاك ونكمل الدائرة وعندئذ يضىء المصباح .

والخارصين هو أحد الفلزات العديدة المستعملة فى طلاء الحديد أو الصلب لمنع الصدأ . وتتم هذه العملية بغمر قطعة مسطحة نظيفة من الحديد فى مصهور الخارصين أوبالطلاء بالكهرباء . وللكهرباء اسم عفى عليه الزمن ، وهو الجلفنة . ويطلق على الحديد المطلى بالخارصين « الحديد المجلفن » . وغالباً ما تصنع الجرادل من الحديد المجلفن ويمكن أن ترى شكل بلورات الخارصين على سطحه وهوجديد . وقد حلت مركبات الخارصين محل مركبات البيرليوم فى أضواء الفلورسنت .

والخارصين فلز نشط تماماً . فيضاف دائماً إلى الحامض وينتج عنه تصاعد الإيدروجين كما ترى فى تجارب الكيمياء فى حجرات الدراسة (إذ تحل ذرات الخارصين محل ذرات الإيدروجين فى جزيئات الحامض) . وبهذه الطريقة يمكن جمع الإيدووجين ودراسة خواصه . ومن المهم استعمال أصناف جيدة من الخارصين لهذا الغرض ، لأن الأصناف الرديئة تحتوى على كميات صغيرة من الزرنيخ . وبإضافة الحامض يتصاعد الارسين وهوسام جداً ، ومميت بكميات ضئيلة . ولذا فمن المستحسن أن تتعب نفسك قليلاً فى التأكيد من جودة المادة قبل إجراء العملية .

وهناك معدن آخر يستخدم فى طلاء الحديد والصلب ويوجد تحت الخارصين مباشرة فى الجدول الدورى ، وهو شديد الشبه بالخارصين ، حتى إنه ليوجد مع الخارصين فى خام الخارصين ، وقد اكتشفه «فردريك ستروهماير» سنة ١٨١٧ فى خام الخارصين

وأشهر خامات الخارصين هـــو المعروف باسم «زنك بلند» أو تولينه الخارصين ، وتتكون أساساً من كبريتيد الخارصين (ويحتوى الجزىء منه على ذرة من الخارصين وذرة من الكبريت). أما الإسم اليونانى لهذا الخام فهو «كادميا» ولذا أطلق عليه «ستروهماير» إسم «كادميوم» وهو العنصر رقم ٤٨ .

والطلاء بالكادميوم أفضل من الطلاء بالخارصين ولكن أغلى منه. والكادميوم أكثر لمعاناً وأكثر مقدرة فى الحماية من الصدأ. ويلعب الكادميوم دوراً فى حماية الفضة باضافة جزء صغير منه للفضة فيعطيها مناعة ضد تأثيرات مركبات الكبريت القاتمة . ويوجد الكادميوم أيضاً فى معدن الوود (وهى سبيكة قابلة للصهر) وبعض مواد اللحام . ودرجة انصهار الكادميوم منخفضة مثل الرصاص . فإذا أضيفت قطعة صغيرة من الكادميوم (تبلغ ١./) إلى النحاس تجعله قوياً وصالحاً للاستعمال فى أسلاك الترولى ، بدون تقليل درجة التوصيل .

وأهم استعمال حديث للكادميوم هو فيما يتعلق بالمفاعلات الذرية فى محطات الطاقة النووية . فعندما يريدون تقليل سرعة التفاعل النووى فإنهم يدخلون قضبان الكادميوم خلال ثقوب إلى المفاعل . ومثل هذه القضبان يمكنها أن تمنع كوارث الانفجار ، وهى تعمل بطريقة أوتوماتيكية ، بحيث تنزلق داخل الثقوب عند أول إشارة بارتفاع درجة الحرارة .

ويستعمل «أكسيد الخارصين» كألوان بيضاء هامة فى الطلاء . ويحتوى الجزىء منه على ذرة من الخـــارصين وذرة من الأكسيجين . وغالباً ما يسمى «أبيض الزنك» ولكن ليست له «قوة التغطية» التى للرصاص الأبيض، لأن الأوقية من أبيض الزنك تغطي مساحة كبيرة من الخشب بشكل

ثقيل يخفى لون الخشب الأصلى كما تفعل أوقية من الرصاص الأبيض، ولكن أبيض الزنك ليس ساماً ولا يسود لونه بواسطة مركبات الكبريت (إذ يتكون كبريتيد الخارصين ولكنه أبيض ، ولهذا لا يؤثر على لون الدهان ، فيتركه كما هو — وكبريتيد الخارصين رخيص فى حد ذاته . وبخلطه بكبريتات الباريوم يمكن استعماله كأنواع رديئة من الدهان الأبيض . ويسمى المخلوط « ليثوبون ») . ويستخدم كبريتيد الكادميوم كألوان صفراء (ويحتوى الجزىء على ذرة من الكادميوم وذرة من الكبريت) .

وبما أن أكسيد الخارصين يستعمل فى حشو الأسنان فقد يوجد جزء منه فى أسنانك ، ويستعمل كذلك فى عمل مساحيق الوجه . وعلى ذلك فلو كنت فتاة سيكون جزء منه على وجهك أيضاً . وأكسيد الزنك هو أيضاً المسحوق الذى تراه فى « غسول الكلامينا » (وهذا المسحوق لونه وردى لأنه يحتوى أيضاً على نصف الواحد بالمائة من أكسيد الحديد) .

وأخيراً يعتبر الخارصين أحد العناصر التى لابد أن تحتوى الأنسجة الحية على آثار منها .

الفصل التاسع عشر

الكروم

عنصر اللون

الطلاء والرسم :

سبق أن ذكرت بعض المعادن ، مثل النيكل والقصدير والكادميوم والخارصين ، التي يمكن أن يطلى بها الحديد أو الصلب لمنع الصدأ . وهناك أنواع من الطلاء تتضمن معدناً آخر هو الكروم ، العنصر رقم ٢٤ .

وقد اكتشف الكروم « ن. ل. فوكلين » عام ١٧٩٧، وسماه Chromium نسبة إلى الكلمة اليونانية « اللون » لأن جميع مركباته ملونة . (وهى توجد فى

جميع الألوان الممكنة تقريباً)• ويعتبر المعدن نفسه ضمن أصلد العناصر، نظراً لأنه أصلد من الحديد والكوبالت والنيكل. وهو لا يفقد بريقه فى الهواء، حيث إنه يحمى (مثل الألومنيوم) بطبقة رقيقة من الأكسيد التى تتخذ لمعة براقة.

وأعمال الزخرفة فى السيارات عبارة عن صلب مطلى أولا بالنيكل ثم بطبقة رقيقة من الكروم. ويسمى أغلب الناس هذا النوع من الأعمال المعدنية بالكروم.

والكروم لا يطلى فقط فوق الصلب، ولكنه يضاف يضاً إلى الصلب لتشكيل سبائك مفيدة• وبعض أنواع الصلب الكرومى صلدة بشكل خاص، وقوية، وتستخدم في عمل كرات كراسى البلى• ويحتوى الصلب غير القابل للصدأ على ١٨ ٪ أو أقل من الكروم و٨ ٪ أو أقل من النيكل• وهو لا يصدأ، ويستخدم بشكل واسع هذه الأيام فى أدوات القطع وتناول الطعام. والصلب غير القابل للصدأ ليس مغناطيسياً: وإذا كان لديك مغناطيس وسكين ذات حد من الصلب الغير القابل للصدأ، فيمكنك أن تختبر ذلك بنفسك.

ويمكنك أن تجد سبيكة أخرى مثيرة للاهتمام فى المنزل، وهى « النيكروم ». وهذه السبيكة تحتوى على أربعة أجزاء من النيكل إلى جزء من الكروم وأحياناً بعض الحديد• والنيكروم كمعدن، موصل ردىء جداً للكهرباء يبلغ فقط نسبة ½ ١ ٪ من جودة الفضة• والكهرباء تسرى خلال سلك من النيكروم سريعاً وتسخنه لدرجة الاحمرار، حتى إذا ما كان السلك سميكاً تماماً• والسلك الذى يتوهج فى الشوايات عندما تفتح الكهرباء، غالباً ما يصنع من النيكروم•

وأكسيد الكروميك (يحتوى جزيئه على ذرتين من الكروم وثلاث ذرات من الأكسيجين) أخضر اللون• ونحصل عليه من خام يدعى « الكروميت » الذى يتكون جزيئه من اتحاد أكسيد الكروميك بأكسيد الحديد. والكروميت

هو أكثر خامات الكروم انتشاراً ، وهو ينصهر فى درجة عالية جداً ويشكل فى قوالب ويستخدم لتبطين الأفران العالية الحرارة .

ويمكن أن يضاف أكسيد الكروميك إلى الزجاج ليعطيه لوناً أخضر — كما ترجع ألوان الزمرد والياقوت إلى وجود كميات ضئيلة من أكسيد الكروميك. وتتوقف الألوان المختلفة (لون الزمرد الأخضر ولون الياقوت الأحمر) على حجم أجزاء أكسيد الكروميك . فالسفاير الأزرق اللون يحتوى أحياناً على أكسيد الكروميك . ومركبات الألومنيوم والبيريليوم التى تشكل التركيب لهذه الجواهر عديمة اللون .

ويعرف أكسيد الكروميك عندما يستخدم فى الطلاء باسم الكروم الأخضر . وتستخدم كذلك كرومات الرصاص التى تعرف بالكروم الأصفر (الذى يحتوى جزيئه على ذرة من الرصاص وذرة من الكروم وأربع ذرات من الأكسيجين)، كما تستخدم كرومات الرصاص القاعدية التى تعرف بالكروم الأحمر فى الألوان. (ويحتوى جزيئها على ذرتين من الرصاص وذرة من الكروم وخمس ذرات من الأكسيجين) . ويستخدم المزيج من الإثنين والذى يسمى بالكروم البرتقالى أيضاً فى الألوان .

الصلب القاسى :

وتشارك الكروم عديد من العناصر القريبة منه فى الجدول الدورى فى قسوته العالية ، لأنها إذا أضيفت إلى الصلب زادت من جفافه وقسوته .

وهذه المعادن هى « المنجنيز » العنصر رقم ٢٥ ، و « مولبدنم » رقم ٤٢ ، و« الولفرام » رقم ٧٤ . وأكثر خامات المنجنيز شيوعاً هو « البيروليوسيت » الذى يتكون من ثانى أكسيد المنجنيز (ويتكون جزيئه من ذرة واحدة من

المنجنيز وذرتين من الأكسيجين). وفي الواقع يعتبر المنجنيز أكثر المعادن الثقيلة انتشاراً بعد الحديد . كما أنه يشابه الحديد (جاره الأيمن فى الجدول الدورى) فى المظهر ولكنه أصلد من الحديد ، وعلى خلافه فهو هش تماماً . ولقد خلط الرومان القدامى بين البيروليوسيت والماجنتيت (الأكسيد المغناطيسى للحديد) الأسود اللون هو الآخر . وعلى ذلك فقد سموا البيروليوسيت « الماجنز » . وفى العصور الوسطى كان الكيميائيون يخطئون فى كتابة وفى نطق هذا الإسم ، وقد انتهى الأمر إلى أن يصبح « منجنيز » . ولقد عزل المنجنيز لأول مرة كمعدن بواسطة كيميائى يدعى « ج . ج . جان » عام ١٧٧٤ . ومركبات المنجنيز مثل الكروم ملونة فى العادة وتوجد فى الطبيعة على شكل مركبات للمنجنيز من مختلف الألوان (أبيض وبنى وأخضر وبنفسجى) وقد استخدمها الفنانون كأصباغ لعدة قرون : وأكثرها شيوعاً هى صبغة بنية فى لون الجوز تحضر بطحن « أكسيد المنجنيز » (الذى يحتوى جزيئه على ذرتين من المنجنيز وثلاث ذرات من الأكسيجين) مع أكاسيد الحديد والألومنيوم . ويدعى هذا « بالمنجنيز البنى » وتستخدم كربونات المنجنيز (التى تدعى أيضاً بالمنجنيز الأبيض) كصبغة بيضاء .

وأكثر خامات الموليبدنم انتشاراً هو « الموليبدينيت » وهو عبارة عن كبريتيد الموليبدنم الذى يحتوى جزيئه على ذرة من الموليبدنم وذرتين من الكبريت) . ولهذا الخام مظهر رصاصى ولذلك يسمى بالكلمة اليونانية التى تعنى رصاص . وقد اكتشفه « ب . ج . ييلم » فى عام ١٧٨٢ .

وقد اكتشف الولفرام مرتين . فقد اكتشفه « شيل » عام ١٧٨١ فى معدن يدعى التنجستن التى تعنى بالدقة الكلمة السويدية « الحجر الثقيل » . وهذا المعدن مثل الباريت أثقل من الجرانيت مرتين . وهو يدعى الآن الشيليت تكريماً لشيل . وقد اكتشف العنصر فى عام ١٧٨٣ بشكل مستقل بواسطة أخوين هما دون فوستو ودون جوان جوازيه دى الهيوارفى معدن يدعى « الولفراميت » . ولذلك

فالعنصر اسمان ، واسمه الرسمي ولفرام . أما في أمريكا وبريطانيا فقد تعودنا أن نطلق عليه اسم « التنجستن » نسبة إلى المعدن السويدي . ولقد كان الرجل الذي أوضح لأول مرة عام ١٧٨٥ أن المعدنين الناتجين من الشيليت والولفراميت هما شيء واحد هو «رودلف إريل ريسب» وهو معروف بشكل أفضل كمؤلف لقصص « البارون مانتشوزن ». وجميع هذه المعادن الثلاثة يمكن أن تضاف إلى الصلب. فصلب المنجنيز الذي يحتوي على ١٣ ٪ أو أقل من المنجنيز صلد جداً يستخدم على سبيل المثال لصنع أسلحة تحطيم الصخور . وصلب المولبدنم الذي يحتوي على ٢٪ أو أكثر من المولبدنم يلين عندما يسخن وهو يستخدم في الات القطع السريعة الحركة . وهذا أيضاً أحد استخدامات صلب التنجستن الذي يحتوي على الكروم وعلى ٧ — ٢٠ ٪ من الولفرام والذي يتبقى صلداً حتى عندما تصل حرارته إلى درجة الاحمرار. ويستخدم صلب التنجستن أيضاً في طلاء الأسلحة في أنواع خاصة من الرصاص القوي ويخترق طلاء الدروع . ويضاف التنجستن والكروم أيضاً إلى الكوبالت لتشكيل السبائك الشديدة الصلابة . وصلب المولبدنم في غاية الصلابة وهو يستخدم في مواسير البنادق والدروع وخزائن البنوك وما إلى ذلك .

ويمكن أن يضاف المنجنيز إلى النحاس لتشكيل « برونز المنجنيز » . وإحدى هذه السبائك يحتوي على النيكل أيضاً وهي « المنجانين » ، الذي يعتبر موصلاً رديئاً للكهرباء ، ويستخدم بنفس الطريقة مثل النيكروم .

وثاني أكسيد المنجنيز أسود اللون يضاف أحياناً إلى الزجاج ليعادل اللون الأخضر الذي يرجع إلى مركبات الحديد . وبمرور السنين يتحول ثاني أكسيد المنجنيز في مثل هذا الزجاج إلى برمنجنات الصوديوم (التي يحتوي جزيئها على ذرة من الصوديوم وذرة من المنجنيز وأربع ذرات من الأكسيجين) حيث تأتي ذرة الصوديوم وذرات الأكسيجين الإضافية من سليكات الصوديوم الموجودة في

الزجاج . وبرمنجنات الصوديوم مركب قرمزى داكن . وبذلك يكتسب الزجاج لوناً بنفسجياً قاتماً . ولبعض المنازل فى بوسطن ألواح قديمة جداً من زجاج النوافذ من هذا اللون تقدر تقديراً عالياً بواسطة أصحابها كتحف أثرية . وبعض سبائك المنجنيز المحتوية على الألومنيوم والقصدير والأنتيمون والنحاس مغناطيسية جداً بالرغم من أنها لا تحتوى على حديد . والواقع أن سبيكة من المنجنيز والبزموت يمكن أن تشكل مغناطيساً من الصعب إزالة مغناطيسيته أكثر من المغناطيس الصلب . ويمكن أن تستخدم بعض سبائك الكروم أيضاً لصناعة المغناطيسات القوية . ومثل هذه السبائك المغناطيسية الخالية من الحديد تسمى سبائك هيوزلر نسبة إلى الرجل الذى اكتشفها لأول مرة ، ويرجع ذلك إلى عام ١٨٩٨ .

ويعتبر كل من المنجنيز والموليبدنم عنصرين نادرين لازمين فى الأنسجة الحية . ولقد اكتشفت الحاجة إلى كميات ضئيلة من الموليبدنم فى الجسم البشرى فى الخمسينات فقط .

الأسلاك الرفيعة المتوهجة:

يجب أن تتميز الأسلاك أو الفتائل فى المصابيح الكهربائية بخاصتين : الأولى أن توصل الحرارة بشكل ردىء للدرجة التى تسخنها لنقطة التوهج الأبيض عندما تمر الكهرباء خلالها . والثانية أن تكون درجة انصهارها مرتفعة جداً بحيث لا تصهرها الحرارة (ويجب أن يهتم المرء باحتراقها حيث أن المصابيح الكهربائية مليئة بالأرجون) .

وعندما اخترع « توماس إديسون » الضوء الكهربائى عام ١٨٧٩ استخدم

الكربون كفتيل ، لأنه كانت له أعلى درجة انصهار معروفة — حوالى ٣٥٠٠ درجة م . وهو موصل ردىء ، ولكن نظراً لأنه ليس بمعدن فلايمكن سحبه على شكل سلك وإنما كان من الضرورى ترسيبه على خيوط القطن أو ألياف الخيزران : ومع ذلك أبقى إديسون داخل المصباح مخلخلاً . ولكن نظراً لأن القطن أو الخيزران يتحللان بالحرارة فإن الفتيل كان يتساقط عند احتراق المصباح .

ولقد تمت محاولة استخدام الأوزميوم بعد ذلك كما سبق أن ذكرت . وفى النهاية بذلت المحاولة بالولفرام لأن توصيله للكهرباء والحرارة ضعف المعادن البلاتينية ، ولكن درجة انصهاره أعلى من الأوزميوم ، إذ ينصهر الأوزميوم عند درجة ٢٧٠٠ درجةم ، وينصهر الولفرام عند ٣٣٧٠°م . والواقع أن الولفرام له أعلى درجة انصهار بين المعادن — ولا ينصهر عند درجة أعلى منه إلا الكربون .

والعنصر الذى يقع على يمين الولفرام مباشرة فى الجدول الدورى هو الرينيوم (العنصر رقم ٧٥) . وهو يشابه الوفرام فىخواصه إلا أنه نادرجداً . وهناك بعض الخامات التى تحتوى على جزء من مليون من الرينيوم ومع ذلك تعتبر غنية حقاً ، لأن بعض الخامات تحتوى على نسب أقل بكثير من ذلك . ولم يكتشف الرينيوم إلا عام ١٩٢٥ ، وعند ذلك فقط اكتشف بواسطة مقياس الطيف (مثل الروبيديوم والسيزيوم) على يد مجموعة من ثلاثة من الكيميائيين الألمان وهم « وولتر نوداك » و « إيدتاك » و« أوتو برج» . لقد كانوا يعرفون تماماً ما كانوا يبحثون عنه . ومنذ ذلك الوقت تدعم الجدول الدورى وعرف الكيميائيون أين تقع بالدقة العناصر الناقصة . وقبل العثور على الرينيوم كان يشار إليه فى الواقع على أنه « ثانى المنجنيز » . ولقد كان هو العنصر المفتقد فى الفراغ رقم ٢ تحت المنجنيز . وكان هناك أيضاً أحادى المنجنيز فى « الفراغ رقم ١ » ولكننى سأتحدث عنه فيما بعد .

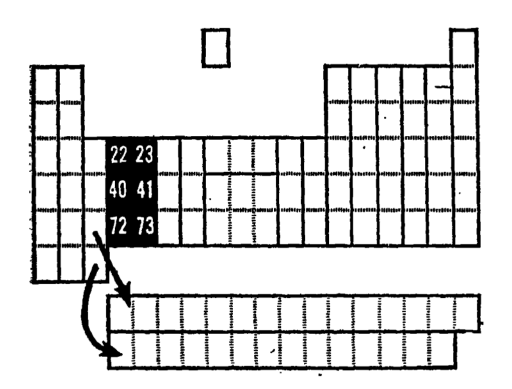
ولقد سمى نوداك والآخرون العنصر الجديد باسم نهر الراين (مستخدمين الإسم اللاتينى) الموجود فى ألمانيا ، فأصبح اسمه الرينيوم .

ودرجة انصهار الرينيوم حوالي ٣٠٠٠م — فهو ثانى المعادن العالية الانصهار . وبما أنه لا يوصل الحرارة إلا بدرجة تبلغ ¼ الولفرام ، فمن الأرجح أن يشكل فتائل جيدة للضوء الكهربائى إذا لم يكن نادراً لهذا الحد . وهو يستخدم فى بعض أقلام الحبر بكميات ضئيلة جداً .

الفصل العشرون

التيتانيوم

العنصر صاحب المستقبل



معدن سندريللا :

قد لا يوجد عنصر فى الجدول الدورى للعناصر أهمل بشكل غير عادى مثل « التيتانيوم »، العنصر رقم ٢٢ . فحتى وقت قريب لم يكد أحد سوى الكيميائيين المحترفين يعرف شيئاً عنه ؛ ومع ذلك فهو أحد العناصر الشائعة ، إذ يكون ٠.٢٪ من القشرة الأرضية . وقد لا يبدو هذا كثيراً ولكنه يعنى عشرة أرطال فى الطن .

ويوجد من التيتانيوم ما يزيد عن ثلاثة أمثال الكلور فى القشرة الأرضية وأكثر من ستة أمثال الفوسفور . ومع ذلك فكل من الكلور والفوسفور عنصر

شائع بكل تأكيد . والتيتانيوم منتشر بنسبة تبلغ ٦٠ إلى ٣٠٠ ضعف المعادن النافعة مثل النحاس والرصاص والخارصين . ومع ذلك ، فحتى وقت قريب لم يكن التيتانيوم معروفاً .

وهناك سبب مقنع لذلك . فعنصر مثل الرصاص قد لا يوجد فى أغلب الأماكن ولكنه يتكوم فى أماكن قليلة ، وفى هذه الأماكن يتم تعدينه . أما التيتانيوم من الناحية الأخرى ، فهو مبعثر فى كل مكان .

ولقد أدرك رجل إنجليزى من رجال الدين وكيميائى فى نفس الوقت هو « وليام جريجور » وجود عنصر جديد فى « الإلمينيت »[١] (خام يحتوى على كل من الحديد والتيتانيوم).ولقد سماه « م. ه. كلا بروث» فى عام ١٧٩٤ بالتيتانيوم على اسم العمالقة[٢] التى هى ذات قوة هائلة فى الأساطير ، ولكنه قال فى كتاباته إنه ليس لديه سبب معين دعاه إلى ذلك .

وأهم خامات التيتانيوم هو « الروتيل »[٣] الذى يتكون من « ثانى أكسيد التيتانيوم » (ويحتوى جزيئه على ذرة من التيتانيوم وذرتين من الأكسيجين). ويمكن أن يوجد ثانى أكسيد التيتانيوم كجواهر شفافة أمكن منذ عام ١٩٤٩ أن تحضر بشكل صناعى . وهذه الخامات تكسر الضوء بدرجة أكثر من الماس . وإذا ما قطعت جيداً ، فهى تبرق وتتلألأ وتضىء بشكل أكثر من الماس . والمشكلة بالنسبة للروتيل هى أنه ليس صلداً ولهذا فمن السهل خدشه .

ومسحوق ثانى أكسيد التيتانيوم المسمى « بالتيتانيوم الأبيض » هو أكثر المواد المعروفة بياضاً ، أى أن الأوقية منه إذا ما مزجت مع الألوان بنسب

---

(١) Ilmenite

(٢) Titans

(٣) Rutile

مناسبة ، فيمكنها أن تبيض مساحة أ كثر من أوقية من أى صبغة بيضاء أخرى . وأ كثر من ذلك ، فثانى أ كسيد التيتانيوم ليس ساماً ، ولا يزول لونه بواسطة مركبات الـكبريت . ولهذا فهو يحل محل الرصاص الأبيض .

أما رابع كلوريد التيتانيوم [١] ، (ويحتوى الجزىء منه على ذرة من التيتانيوم و ٤ ذرات من الـكلور) ، فسائل يدخن بشكل قوى إذا لامس الهواء ، ولذلك يستخدم فى الإشارات الهوائية ولإطلاق سحب الدخان .

ولـكن التيتانيوم نفسه يعتبر نوعاً من السندريللا . فقد كان ينظر إليه دائماً على أنه معدن هش وغير مفيد ، وأنه لاجدوى منه . وكانت المشكلة هى أن أحداً لم يستطع الحصول على المعدن نقياً . ولقد حضره « برزيليوس » لأول مرة كمسحوق أسود غير نقى عام ١٨٢٥ . أما « مواسان » (أول من عزل الفلور) فقد نافسه فى ذلك سنة ١٨٩٥ ، ولـكن تلك العينات احتوت على ٢ ٪ من الـكربون . ويتحد التيتانيوم بسرعة مع الأ كسيجين والنيتروجين والـكربون والسليكون،وهى العناصر بالذات التى من الأرجح أن تصل به . ويمـكنه أن يحترق حتى فى النيتروجين ولذا يجب أن يتم لحامه فى جو من الهيليوم .

وعادة ما يحضر على شكل سبيكة مع الحديد ، هى« الفيروتيتانيوم» . ويمـكن الاستفادة من نشاطه وهو بهذا الشكل كما يمكن أن يضاف بكميات ضئيلة إلى الصلب المصهور ليعمل « كـكناس» ،فالتيتانيوم يتحد مع الأجزاء الضئيلة من الأ كسيجين والنيتروجين التى من الصلب المنصهر . وعندئذ ، فعندما ما يبرد الصلب ويتصلب ، لا تبقى فيه أى فقاقيع غازية ضئيلة مختبئة لتضعفه .

---

(١) Titaniam Tetrachloride

وعندما حضر التيتانيوم أخيراً بشكل نقى تحول إلى معدن مثير للدهشة. فهو لا يتهشم على الإطلاق ، ولكنه قابل للسحب وجاف . وهو يقاوم التآكل بالذات عندما تضاف إليه كمية صغيرة جداً من البالاديوم . أى أنه إذا ما سحب رطل من التيتانيوم فى شكل قضيب طوله قدم ، يمكنه أن يتحمل ثقلاً أكبر من رطل من صلب مسجوب على شكل قضيب طوله قدم . ولما كان التيتانيوم أخف من الصلب ، فالرطل من التيتانيوم يمكن أن يصنع قضيباً أسمك من رطل الصلب .

والتيتانيوم خفيف جداً أيضاً : إنه $\frac{3}{5}$ وزن الصلب فقط ولكنه ضعف وزن الألومونيوم .

وباختصار فلقد أصبح التيتانيوم فاتناً فجأة . وتعمل الصناعة الآن بجنون لتعثر على طرق أفضل لإنتاج أكثر وأكثر من التيتانيوم . وهناك كل الأسباب لأن نتوقع أن هذا المعدن المهمل « والغير مفيد » سيصبح فى يوم ما تالياً للحديد والألومونيوم وحدهما فى الأهمية . وفى النهاية فهو يجمع بين الخفة والقوة ولا يمكن لأحد أن يطلب أكثر من ذلك .

أنواع من الصلب أكثر صلادة :

والعناصر التى تحت التيتانيوم فى الجدول الدورى وفى الصف الذى على يمينه تشبهه فى عدة أوجه ولكنها ليست شائعة مثله .

فهناك معدن يدعى « الزيركون » يوجد أحياناً فى شكل شفاف ويمكن أن يستخدم كالجواهر الثمينة . ويمكن أن تشترى الزيركونات بسعر رخيص تماماً وهى تشبه الماس إلى حد كبير . وقد اشتق الزيركون اسمه من كلمة فرنسية مشتقة من الكلمة البرتغالية التى اشتقت من كلمة عربية مشتقة عن كلمة فارسية تعنى « لون الذهب » لأن بعض الزيركونات صفراء اللون .

وفى عام ١٨٢٤ عزل برزيليوس معدناً جديداً من الزيركون ، سماه زيركونيوم ، رغم أنه فى تاريخ مبكر قبل سنة ١٧٨٩ كان « كلابروث » قد قرر أن هناك معدناً جديداً فى هذا المكان . (الزيركون هى سليكات الزيركونيوم). والزيركونيوم ، العنصر رقم ٤٠ ، منتشر بنسبة ١ من ٣٠ من درجة انتشار التيتانيوم ، ولكنه أكثر شيوعاً بعشر مرات من الرصاص . وهو مثل التيتانيوم صلد وهش عندما لا يكون نقياً ، وقابل للسحب عند ما يكون نقياً . ويستخدم « الفيروزيركونيوم » وهو سبيكة حديدية تحتوى على ٢٠٪ من الزيركونيوم ، ككناس .

ويستخدم كل من الزيركونيوم والتيتانيوم فى الجراحة فى عمليات إصلاح العظام ، فأكسيد الزيركونيوم (الذى يحتوى جزيئه على ذرة من الزيركونيوم وذرتين من الأكسيجين) يدعى أحياناً بالزيركونيا — وهو يكسر الضوء ويستخدم لطلاء الأفران . ويمكن أن يستخدم أيضاً مكان أكسيد القصدير الأغلى ثمناً كمادة صاقلة فى عمل « المينا » . وعندئذ أيضاً يمتص أكسيد الزيركونيوم أشعة إكس بشدة . وهو غير سام ، ولذلك يمكن أن يستخدم ككبريتات الباريوم (انظر الفصل ١٤) فى دراسة القناة الهضمية . وليس هذا كل شىء . فعندما يسخن ، يصدر أكسيد الزيركونيوم ضوءاً أبيض حتى إنه من الممكن استخدامه كنوع من الضوء الصناعى (انظر الفصل ١٣) لتكبير الصور السينمائية مثلاً . وله أيضاً قدرة على مقاومة التغيرات فى الحرارة مثل الكوارتز ، ويمكن لهذا السبب أن تصنع منه بواتق جيدة للمعمل . ولذلك نجد أن أكسيد الزيركونيوم مادة شاملة النفع حقاً .

وحيثما يوجد الزيركونيوم فغالباً ما تجد أيضاً حوالى ١٪ أو ما إلى ذلك من العنصر الذى يليه مباشرة فى الجدول الدورى . (وفى الواقع لم يحصل إلا منذ بضع سنوات فقط على الزيركونيوم نقياً دون العنصر المرافق) . ولقد شك الكيميائيون

فى وجود هذا العنصر بفضل الجدول الدورى . وفى عام ١٩١١ أعلن كيميائى فرنسى أنه قد اكتشف العنصر الذى يملأ الفراغ التالى للزيركونيوم وسماه السكيلتيوم نسبة الشعب السكلتى الذى عاش فى فرنسا فى زمن الرومان . ثم اتضح أن هذا الاكتشاف غير صحيح .

ومع ذلك ، ففى عام ١٩٢٢ ، اكتشف كيماوى مجرى هو «جورج فون هيفسى» وعالم طبيعة هولندى يدعى « ديريك كوستر » (وكانا يختبران ، فى كوبنهاجن ، زيركوناً حصلا عليه من النرويج) اكتشفا نهائياً هذا العنصر الجديد . ولقد أسمياه « الهافنيوم » Hafnium نسبة إلى شكل لاتينى من اسم كوبنهاجن . ويعتبر الهافنيوم دائماً عنصراً نادراً جداً ولكنه فى الواقع أكثر انتشاراً من الرصاص بنسبة ٥٠٪ : إنه العنصر رقم ٧٢ .

ولا يدعو التأخير فى اكتشاف الهافنيوم لمدة قرن كامل بعد الزيركونيوم إلى الدهشة . فلا يكاد يوجد عنصران فى كل القائمة متشابهين مثل الزيركونيوم والهافنيوم . ولقد كان العثور على قدر ضئيل من أحدهما فى كمية محدودة من الآخر مهمة شاقة . ولقد كان ذلك يعنى أيضاً أنه إذا ما كان الزيركونيوم أو مركب الزيركونيوم مفيداً لسبب ما فإنه يمكن استخدام الهافنيوم أو مركبات الهافنيوم المشابهة فى نفس الغرض . ومع ذلك ، فالهافنيوم لأنه أكثر ندرة ، فهو أكثر تكلفة من الزيركونيوم .

ولقد اكتشف العنصر التالى للتيتانيوم مباشرة من اليمين فى الجدول الدورى بواسطة كيميائى سويدى هو « ن. ج. سفستروم » عام ١٨٣٠ ، وسماه بالفاناديوم (العنصر رقم ٢٣) نسبة إلى إلهة إسكندينافية قديمة تدعى « فاناديس » . وهو فى درجة انتشار الزيركونيوم .

ويستخدم التيتانيوم والزركونيوم والفاناديوم فى سبائك الصلب . وصلب الزركونيوم صلد ولايخترقه الرصاص.وصلب الفاناديوم (الذى يحتوى على الكروم أيضاً) فى غاية المرونة ، فمن الممكن أن يتلقى الصدمات دون أن يشوه . ويستخدم صلب الفاناديوم لذلك فى الزنبركات ومحاور العجل أو عريش كرنك العربة أو عريش عجلة القيادة . وعندما يضاف التيتانيوم إلى أنواع الصلب يمدها بالقوة ومقاومة البلى . ومثل هذه السبائك تستخدم فى قضبان السكك الحديدية .

وقد اكتشف العنصر ان التاليان تحت الفاناديوم فى الجدول الدورى فى نفس الوقت تقريباً . فقد درس كيميائى إنجليزى يدعى « شارلس هاتشت » معدناً أرسل إلى إنجلترا من كونكتكت بواسطة أول حاكم لها فى القرن السابع عشر . وقد قرر فى عام ١٨٠١ أنه يحتوى على معدن جديد سماه «الكولومبيوم» نسبة إلى كولومبيا: الإسم الشعرى للولايات المتحدة والمشتق من كريستوفر كولمبوس . وفيما يختص بأصل المعدن فهو اسم مناسب ولكنه لا ينطبق .

ولقد اكتشف الكيميائى السويدى « أندريه ج. إكبرج » العنصر رقم ٧٣ والذى سماه « التانتالم » نسبة إلى الشخصية الخرافية اليونانية « تانتالوس » الذى عوقب فى هايدز بأن غمر حتى ذقنه فى الماء دون أن يسمح له بأن يشرب منه (ومن هنا الكلمة الإنجليزية تانتاليز بمعنى عذب) . والعلاقة هى أن التانتالم ، حتى إذا ما وضع فى حمض ، لا يتحد معه .

ولقد كان هناك ثمة تساؤل فى البداية عما إذا كان الكولومبيوم حقاً معدناً منفصلاً أم أنه مجرد شكل آخر من التانتالم . وفى عام ١٨٤٤ أثبت كيميائى يدعى « هنريك روز » نهائياً أن الكولومبيوم عنصر منفصل وسماه « بالنيوبيوم » نسبة

الشخصية الخرافية اليونانية التى تدعى نيوبى، ابنة تانتالوس . ورغم أن « النيوبيوم» قد ووفق عليه كالإسم الرسمى للعنصر رقم ٤١ ، فقد جرت العادة فى الولايات المتحدة بأن يسمى الكولومبيوم .

وأكاسيد الفاناديوم والنيوبيوم والتانتالم جميعها لها درجات انصهار عالية، ولذلك يمكن أن تعتبر « أرضية » . أما محاليل هذه الأكاسيد فتشكل أحماضاً ضعيفة لدرجة أنها تسمى « الأحماض الأرضية » . والمعادن نفسها تسمى المعادن الأرضية الحمضية . (تذكر أن الكالسيوم وأقاربه هى المعادن الأرضية القلوية) .

والنيوبيوم والتانتالم كلاهما معدن خامد ويمكن أن يستخدم ليحل محل البلاتين فى بواتق المعامل وغيرها من تلك الأدوات المماثلة . والتانتالم أفضل من البلاتين من بعض الأوجه . فهو أكثر مقاومة للأحماض . فينصهر عند درجة حرارة أعلى (٢٩٩٦° م) . وقد استخدم مرة فى صناعة فتائل الضوء الكهربائى ، ولكنه استعيض عنه الآن بالولفرام . وعندما يضاف النيوبيوم إلى الصلب غير القابل للصدأ، فهو يحسن من مقاومته للتآكل . أما كربيد النبوبيوم ، وكربيد الزيركونيوم وكربيد التنجستن وكربيد التانتاليوم فجميعها مواد صلبة جداً يمكن استخدامها ككشاطات.

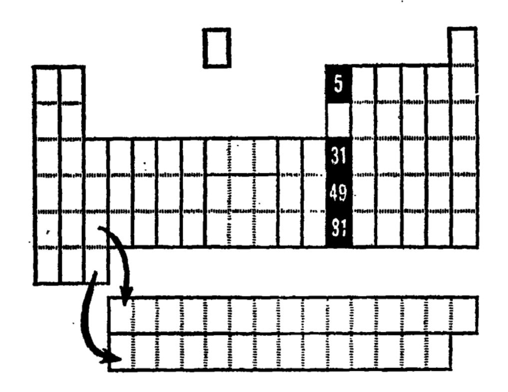
ويستخدم التانتاليوم أيضاً لعمليات الإصلاح فى الجسم ، كما فى صحائف الجمجمة لأنه (مثل الزركونيوم والتيتانيوم) لا يتأثر بسوائل الجسم .

وربما يعطى التانتاليوم والزيركونيوم ضوءاً عند الاشتعال أكثر من الماغنسيوم . وهذا يناسب التصوير الفوتوغرافى بالضوء الصناعى — ولكنه بالطبع أكثر تكلفة من الماغنسيوم ، الأمر الذى يجعله غير شائع الاستعمال .

والتانتاليوم والنيوبيوم هما المادتان اللتان تصنع منهما الأسلاك الدقيقة السكريوترون (التى أشرنا إليها فى الفصل الرابع) . وتصبح بعض سبائك النيوبيوم عالية التوصيل عند درجات الحرارة الأعلى أكثر من أى مادة أخرى معروفة لأنها عالية التوصيل « انظر الفصل الرابع » عند درجات الحرارة حتى عند ١٨ فوق الصفر المطلق .

الفصل الحادى والعشرون

البورون
عنصر الصحراء



زجاج من أجل الطهو :

من الملاحظ أن العناصر الأخرى التى تقع فى نفس العمود من الجدول الدورى مع الألومنيوم نادرة تماماً . وهى بالتأكيد لا تشبه الألومنيوم المعتاد من هذه الناحية . وبعضها لا يشبه الألومنيوم من أوجه أخرى أيضاً .

فالعنصر السابق للألومنيوم فى الجدول الدورى مثلاً هو البورون ، العنصر

رقم ٥ ، وهو ليس حتى معدناً . إنه أحد المواد الثلاث الغير المعدنية التي تركناها لنناقشها فيما بعد . وتشبه ذرة البورون ، ربما نظراً لحجمها الصغير ، ذرة الكربون أو السليكون أكثر مما تشبه ذرة الألومنيوم .

فالبورون مثلاً أسود وصلد جداً ودرجة انصهاره ٢٣٠٠° م . ومن هذه الناحية فهو يشبه الكربون . ومثل السليكون ، فهو يشكل ، مع الكربون ، مركباً يشبه كربيد السليكون في صلابته . ولقد ظن بعض الناس أن هذا المركب ، كربيد البورون (الذي يحتوي جزيئه على ٤ ذرات من البورون وذرة من الكربون) ، أصلب من الماس نفسه ، ولكن الأرجح أن الأمر ليس كذلك . ولكن في عام ١٩٥٦ حضر نوع خاص من « نيتريد البورون » وهذا على الأرجح في نفس صلابة الماس وربما أكثر صلابة . فذراته مرتبة مثل ذرات الكربون في الماس ، بالتبادل مع ذرات البورون والنيتروجين . ومن الممكن أن يسخن إلى درجات من الحرارة أعلى من الماس لأن الماس يحترق بينما لا يحترق نيتريد البورون .

وللبورون علاقة أكثر من ذلك بالصلابة . فإذا أضيفت كميات ضئيلة منه إلى الصلب ، حتى لو كانت صغيرة لدرجة جزء في العشرة آلاف ، فإنها تقوى الصلب بشكل ملحوظ .

والمركب المؤلف من البورون والفوسفور ، الذي يحتوي جزيئه على ذرة من كل منهما يسمى « فوسفيد البورون » : ومن الممكن أن يستخدم كترانزستور (أنظر الفصل ١٧) عند درجات الحرارة العالية التي يمكن أن تتلف الترانزستورات العادية المصنوعة من السليكون أو الجيرمانيوم .

ويشبه البورون الكربون أيضاً في تشكيل سلسلة من المركبات المعقدة مع

الإيدروجين . وتستخدم « ثانى هيدرات البورون » الآن لإضافة قوة أكثر إلى الجازولين . وهى تعتبر أيضاً بشكل عام أحسن الأشياء التى فى متناول اليـــد للاستخدام فى الوقود الشديد المطلوب فى الصواريخ الضخمة ، وفى كل مجال . فالبورون هو مثل آخر من الأمثلة على العناصر التى تشبه عناصر المجموعة الملاصقة أكثر مما تشبه مجموعتها هى .

ويشبه « أكسيد البورون » (الذى يحتوى جزيئه على ذرتين من البورون وثلاث ذرات من الأكسيجين) ثانى أكسيد السليكون فى بعض الأوجه . فمن الممكن أن يصهر مع ثانى أكسيد السليكون لتكوين « زجاج البوروسايكات . ولا يتمدد زجاج البوروسليكات أو يتقلص بنفس درجة الزجاج العادى ، ولذلك فهو لا ينكسر عند انتقاله من درجة حرارة منخفضة إلى درجة أعلى أو العكس . ومن هذه الناحية فهو ليس فى جودة الكوارتز ، ولكن صناع الزجاج يجدون من الأسهل العمل به . ولهذا السبب فمنتجات البوروسليكات أرخص من منتجات الكوارتز . والإسم التجارى الشائع لهذا النوع من الزجاج هو «البيركس». ومعظم المطابخ فى هذه الأيام بها أوان للطهو من البيركس من مختلف الأنواع . ومثل هذه الأوانى يمكن أن تسخن مباشرة على لهب الغاز أو على السخان الكهربائى. ويمكن أن تؤخذ زجاجات الأطفال (البزازات) المصنوعة من سليكات البورون من الثلاجات وأن تسخن مباشرة .

وفى المعامل الكيميائية أيضاً نجد زجاج سليكات البورون مفيداً جـــداً . فمعظم زجاجات المعامل ودوارقه مصنوعة اليوم من البيركس . ومرآة التلسكوب ذى الـ ٢٠٠ بوصة الموجود فى مرصد «بالومار» مصنوعة من نوع من زجاج البيركس .

ومن الممكن إنتاج ألياف رقيقة من زجاج البيركس هى صوف الزجاج ، كما لو كانت قطناً . ومن الممكن ، « كزجاج ليفى » ، أن تنسج فى شكل قماش مضاد للنيران .

وأفضل مركبات البورون المعروفة « البوراكس » ، واسمه الكيميائى رابع بورات الصوديوم (ويتكون جزيئه من ذرتين من الصوديوم ، وأربع ذرات من البورون وسبع ذرات من الأكسيجين) . ولقد عرف منذ وقت طويل . ولقد اشتق اسم « بوراكس » فى الأصل من اللغة الفارسية . فعندما فصل كيميائيان فرنسيان هما « ج . ل . جاى لوساك » و « ل . ف . ثنارد » البورون الغير النقى لأول مرة عام ١٨٠٨ ، اشتقا اسمه من اسم هذا المركب المألوف . ولذلك فكل من البورون والزيركونيوم له اسم يدين به للغة الفارسية . ولم يحصل على بلورات نقية للبورون حتى عام ١٩١٠ .

ويستخدم البوراكس كيسر للماء . فهو يتحد مثل كربونات الصوديوم مع مركبات الكالسيوم أو الماغنسيوم أو الحديد التى قد تكون ذائبة فى الماء ، مكوناً مركبات غير قابلة للذوبان ، تبقى فى الماء ، وتصبح غير ضارة . وهو يستخدم أيضاً لتحضير دهان الخزف ذى درجة الانصهار المنخفضة اللازم فى صناعة الصينى والطلاء الخارجى ويمكن أن يستخدم كمذيب (أنظر الفصل ٧) فى عمليات اللصق واللحام .

وأفضل مصادر البوراكس بعض البحيرات المجففة . ومنذ عدة أحقاب ، كان وادى الموت فى كالفورنيا أحسن مصدر . وكانت العربات التى تجرها المجموعات المشهورة المكونة من عشرين بغلاً — عشرة أزواج من البغال مربوطة فى طابور طويل — تذهب إلى هناك لنقله . واليوم تعتبر بعض البحيرات المجففة الأخرى فى

كالفورنيا مصادر أفضل . ولهذا السبب وضعت البورون تحت عنوان « عنصر الصحراء » فى عنوان هذا الفصل .

وأكسيد البورون هو أحد مركبات البورون المألوفة الأخرى (ويحتوى جزيئه على ثلاث ذرات من الإيدروجين وذرة من البورون وثلاثةمن الأكسيجين). إنه حمض ضعيف لدرجة أنه يجب عدم اعتباره هو الآخر حمضاً على الإطلاق . إنه مضاد ضعيف للحيويات ، وهو يذوب أحياناً فى الماء ويستخدم كغسيل للعين . وإذا كانت الأنسجة الرقيقة للعين تستطيع أن تتحمله ، فيمكنك أن ترى كم يستحب أن يكون حمضاً ضعيفاً .

إن البورون من العناصر التى لابد من وجودها فى النبات بكميات قليلة . ومع ذلك فلايبدو أن الحيوانات فى حاجة إليه .

التنبؤات وخلد الماء .

يقع تحت الألومنيوم مباشرة فى الجدول الدورى عنصر يستخدم كمثال آخر على القوة التنبؤية للكيميائى الروسى « مندلييف » . ففى عام ١٨٧١ أشار إلى المكان الفارغ تحت الألومنيوم وتنبأ بخواص العنصر (سماه إكا الألومنيوم) الذى سيملأ هذا الفراغ . وعندما اكتشف الكيميائى الفرنسى « ب . أ . لبكرك دى بواسبودران » العنصر رقم ٣١ فى عام ١٨٧٥ ، ثبت أن « مندلييف » كان مصيباً . ولقد سمى العنصر «بالجاليوم» ، من « جاليا » ، الإسم الرومانى للبلاد التى تدعى الآن فرنسا .

وللجاليوم درجة انصهار منخفضة معتادة ٣٠°م (٨٦ فهرنهيت) وهو لذلك سائل فى اليوم الصيفى الحار ، ويمكن أن تنصهر الكتلة فى يدك حيث أن درجة

حرارة الجسم هى ٣٧°م . ويغلى الجاليوم عند ١٦٠٠°م.ويعتقد بعض الناس أنه يمكن أن يصلح سائلاً جيداً للترمومترات ذات درجات الحرارة العالية . فالزئبق لا يصلح لدرجة الحرارة الأعلى من ٣٥٠°م لأنه يغلى عند هذه الدرجة .

والعنصران اللذان تحت الجاليوم هما الإنديوم ، رقم ٤٩ والثاليوم رقم ٨١ . ولقد اكتشف الإثنان بواسطة مقياس الطيف . فنى عام ١٨٦٣ لاحظ كيميائيان ألمانيان هما « فرديناند رايخ » و « تيودور رشتر » ، داخل لهب طيفى خطاً ملوناً جديداً لا ينتمى لأى عنصر معروف حينذاك . ولأن لون الخط كان أزرق بلون النيلة ، فلذلك أطلقوا على العنصر الجديد إنديوم . ويطلى الإنديوم على الفضة أحياناً لمنع التآكل . إنه أحد المعادن الأكثر ليونة ، ويمكن أن يقطع بسهولة بواسطة السكين .

وقبل ذلك فى عام ١٨٦١ ، لاحظ عالم بريطانى أيضاً هو « سير وليام كروكس » خطاً جديداً فى اللهب الطيفى . ولما كان هذا الخط أخضر فلقد سمى العنصر بالثاليوم من الكلمة اليونانية « براعم التين » .

والثاليوم عنصر غريب الأطوار . فهو يشبه عديداً من العناصر الأخرى التى أطلق عليها الكيميائيون «خلد الماء» فى الجدول الدورى (وخلد الماء هو حيوان أسترالى له فراء مثل الثدييات ولكنه يبيض مثل الطيور والزواحف، وله منقار وقدم وذو غشاء بين الأصابع مثل البطة ، ولكنه يقفز على رجليه الخلفيتين مثل الديك . والمنقار سام مثل ناب الحية) . والثاليوم ليس شيئاً فى الواقع مثل هذه ، ولكنه سيء بالدرجة الكافية لإرباك الكيميائيين . فهو كالرصاص لين وثقيل وينصهر عند درجة حرارة منخفضة . ومركباته سامة مثل مركبات الرصاص (فكبريتات الثاليوم التى تحتوى على ذرتين من الثاليوم وذرة من الكبريت وأربع ذرات من الأكسيجين فى

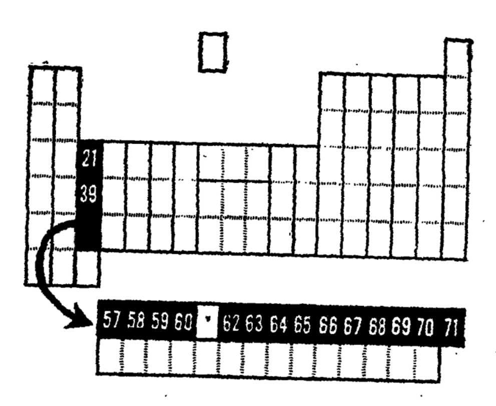
الجزيء ، تستخدم كسم للنمل . وأحد الأعراض المبكرة للتسمم بالثاليوم هي تساقط الشعر . ولكن الثاليوم يكون أكسيداً يشبه أكاسيد المنجنيز والألومنيوم أكثر مما يشبه أكاسيد الرصاص . كما أنه يشكل مركبات أخرى تشبه مركبات الصوديوم والبوتاسيوم ، والعناصر التي لا تقترب منه إطلاقاً في الجدول الدوري .

وإذا ما خلط جزء من الثاليوم مع أحد عشر جزءاً من الزئبق ، فالخليط لا يتجمد حتى يصل درجة حرارة ٦٠° م تحت الصفر . وأعتقد أن هذه هي أدنى درجة تجمد سجلت لأي معدن أو خليط من المعادن .

الفصل الثانى والعشرون

اليتريوم

العنصر الاسكندينافى



إكتظاظ الجدول الدورى :

فى عام ١٧٩٤ وجد رجل يدعى « ج . جادولين » ، وهو مواطن من فنلندا ، نوعاً جديداً من المعادن فى السويد بالقرب من مدينة صغيرة تدعى « يتربى » . ولقد سماه « يتريا »[١] . ولقد ثبت أن هذا المعدن يحتوى على عنصر جديد كان من الطبيعى تماماً أن يدعى يتريوم[٢] . إنه العنصر رقم ٣٩ .

---

(١) yttria

(٢) yttrium

ومع ذلك فالقصة لاتنتهى هنا . فلقد جعلت الأبحاث التالية الأمر محاطاً بالغموض لبعض الوقت . وفى عام ١٨٤٣ وجد كيميائى يدعى « ك. ج. موساندر » أن اليتريا يمكن أن ينفصل إلى ثلاثة أجزاء ذات خواص كيميائية مختلفة إلى حد ما . ولقد استمر فى تسمية أحد الأجزاء باليتريا [1] . وسمى الجزئين الآخرين « بالتربيا [2] » « والإربيا » [3] « وكلا الإسمين مشتق من إسم المدينة الصغيرة « يتربى » [4]

وبعد ذلك ، وعاماً بعد عام ، بدأ الكيميائيون ، الواحد بعد الآخر ، يجدون عناصر جديدة فى هذه المعادن وفى معادن مشابهة . وفى النهاية اكتشفت سلسلة من خمسة عشر عنصراً ، ذات أرقام من ٥٧ إلى ٧١ .

وكل هذه العناصر متشابهة . ولها جميعاً نفس الخواص الكيميائية تقريباً . وأسوأ من ذلك ، يبدو أنها تنتمى جميعاً إلى نفس المكان فى الجدول الدورى . وسلوكها يدل على أن كلاً منها يجب أن يوضع مباشرة تحت « اليتريوم » .

ومن الطبيعى أن ذلك أربك الكيميائيين وأرهقهم . فقد قلبت هذه الميزات الجدول الدورى رأساً على عقب ، وهو الجدول الذى كان يعمل بشكل طيب قبل ذلك . ولحسن الحظ ، فمنذ عام ١٩٠٠ ، تعلم الكيميائيون قدراً مناسباً عن التركيب الداخلى للذرات . وأخيراً اتضح السبب الذى يؤدى إلى تشابه هذه العناصر بحيث نستطيع تحديد مكان خاص لها فى الجدول الدورى بطريقة عامة جداً . وهذا هو التفسير : تحتوي الأجزاء الخارجية من الذرة على أجزاء دقيقة (أدق من الذرات

---

(١) Yttria

(٢) Terbia

(٣) Erbia

(٤) Ytterby

نفسها) تسمى « الإلكترونات » . وعدد الإلكترونات فى ذرة العنصر المحدد يساوى رقم ذلك العنصر . فاليتريوم مثلاً ، وهو العنصر رقم ٣٩ ، يحتوى على ٣٩ إلكتروناً فى كل ذرة . وعندما نسير عبر الجدول الدورى من العنصر رقم ١ (الإيدروجين) تضاف إلكترونات جديدة إلى الجزء الخارجى المتطرف للذرة . وتعتمد الخواص الكيميائية للعنصر على ترتيب هذه الإلكترونات الخارجية المتطرفة .

وعندما نصل إلى العنصر رقم ٥٧ ، ولأسباب معقدة جداً إلى حد ما لدرجة أنه لا يمكن شرحها هنا ، تضاف إلكترونات جديدة ، لا إلى الجزء الخارجى المتطرف من الذرة ، وإنما إلى الأجزاء الداخلية . ويبقى ترتيب الإلكترونات الخارجية كما هو لكل العناصر المرقمة من ٥٧ إلى ٧١ .

إن ترتيب الإلكترونات الخارجية هو الذى يحدد أين يجب أن يوضع العنصر فى الجدول الدورى . والعناصر من ٥٧ إلى ٧١ تبدو كما لو كانت جميعاً تنتمى إلى نفس المكان لأن ترتيب إلكتروناتها الخارجية متشابه . أما ترتيب الإلكترونات الداخلية فيختلف طبعاً . ولكن هذا لا يؤثر كثيراً ما دمنا نبحث الخواص الكيميائية .

ولذلك نجد حالة تشبه مجموعة من ١٥ أسرة تعيش فى ١٥ منزلاً متشابهاً بضاحية عامرة . وكانت المنازل كلها متماثلة . وكان لابد أن تكون قطع الأرض متشابهة بنفس الكيفية . وكانت الأسر تبدو جميعاً متماثلة فى حسن الحال . وكانت الطريقة التى تؤثث بها المنازل مختلفة من أسرة لأخرى . ولكن هذا الاختلاف لا يتضح بمجرد النظر إلى المظهر الخارجى للمنازل . فالتأثيث يشبه الإلكترونات الداخلية . وكل ما تراه من الأشياء الخارجية يشبه « الإلكترونات الخارجية » .

المتطابقات [١] (التوائم) :

ذكرنا فيما سبق أن الكيميائيين الأوائل أسموا مركبات الأكسيجين مع بعض المعادن « بعناصر الأرض » . فأكاسيد الكالسيوم وأكاسيد الماغنسيوم هي « عناصر الأرض القلوية » ، بينما أكاسيد الفاناديوم [٢] وأكاسيد التانتاليوم هي [٣] « عناصر الأرض الحامضية » . ولقد سميت أكاسيد العنصر الجديد في ييتريا أيضاً عناصر أرضية ـ « عناصر الأرض النادرة » ، لأنها أقل شيوعاً من أكسيد الكالسيوم وأكسيد الماغنسيوم . ولذلك تسمى العناصر نفسها بعناصر الأرض النادرة .

وكل هذه العناصر إذا ما أخذت مجتمعة أكثر انتشاراً من النحاس أو الرصاص . وبعض أعضاء السلسلة أكثر انتشاراً من القصدير . ولكن البعض الآخر نادر فعـــلاً . وحتى النادر منها مع ذلك ، أكثر انتشاراً من الذهب والبلاتين .

وتسمي ثلاثة من هذه العناصر كما سبق نسبة إلى « ييتربى » وهذه هي التيربيوم [٤] رقم ٦٥ ، والإربيوم [٥] رقم ٦٨ ، والييتربيوم [٦] رقم ٧٠ . ولقد اكتشف التيربيوم والإربيوم « مون ساندر » عام ١٨٤٣ من تلك الأجزاء من أرض ييتريا التي سماها التربيا والإربيا ، بينما اكتشف الييتربيوم « ج . ك . ج . دى ما رنياك » عام ١٨٧٨ .

The Identicals (١)

Vanadium (٢)

Tantalium (٣)

Terbium (٤)

Erbium (٥)

Ytterbium (٦)

وهناك شيء دراى تقريباً حول هذا الموضوع. فليس هناك عنصر مسمى نسبة لمعظم مدن العالم الكبيرة . فلا يوجد عنصر سمى نسبة إلى لندن أو نيويورك أو موسكو أو طوكيو أو شانغهاى أو برلين أو بوينس أيرس . والمؤكد أن هناك عنصراً واحداً سمى « نسبة لباريس » ، ولكن بعد تحوير طويل فى اسمه . ومع ذلك فنحن نجد ما لا يقل عن أربعة عناصر هى الييتربوم ، والييتربيوم ، والتربيوم ، والإيربيوم وكلها مسماة نسبة إلى مدينة سويدية مجهولة لم يسمع عنها أحد خارج زمانها من قبل .

وهناك عنصران آخران من السلسلة النادرة لهما أسماء مشتقة من أماكن إسكنديناڤية . ففى عام ١٨٧٩ اكتشف كيميائى يدعى « ب . ت . كليف » هذين العنصرين وسمى العنصر رقم ٦٧ « الهولميوم »(١) نسبة إلى ستوكهولم عاصمة السويد ، وسمى العنصر الآخر رقم ٦٩ « الثوليوم »(٢) نسبة إلى « الثيول »(٣) وهو اسم قديم لأراض سحرية فى أقصى الشمال .

واكتشف « مارنياك » فى عام ١٨٨٠ العنصر رقم ٦٤ وسماه « جادولنيوم »(٤) نسبة لجادولين الفنلندى الذى اكتشف « ييتريا » لأول مرة . وبذلك فحوالى نصف العناصر النادرة لها أسماء ذات روابط إسكنديناڤية ومن أجل هذا سميت « الييتربوم » بالعنصر الإسكنديناڤى فى عنوان الفصل .

وبالمناسبة ، فالجادولنيوم قابل للمغنطة بشكل ضئيل لدرجة غير عادية . إنه العنصر

---

(١) Holmium

(٢) Thulium

(٣) Thule

(٤) Gadolinium

الوحيد صاحب هذه الخاصية إلى جانب الحديد والنيكل والكوبالت . ولا يوجد ما هو قابل للمغنطة من العناصر النادرة الأخرى .

ومن الطبيعى أنه ما دامت العناصر النادرة متشابهة لدرجة كبيرة ، فقد صادف الكيميائيون قدراً كبيراً من المصاعب فى فصلها عن بعضها . (فأنت تعرف المصاعب القائمة فى تمييز التوائم عن بعضها والخلط الذى يمكن أن يحدث ، فعليك أن تتخيل عشرة توائم متشابهة)

ولقد وصل الكيميائيون ، لأنهم بشر ، إلى حالة من الضجر . ولقد سمى العنصر رقم ٥٧ ، الذى اكتشفه « موزساندر » عام ١٨٣٩ ؛ « لانثانم »[١] من الكلمة اليونانية التى تعنى « يغطى » . ولقد كان « ليكوك دى بواسبودران » أكثر صراحة ، فعندما اكتشف العنصر رقم ٦٦ عام ١٨٨٦ سماه « بالديسبروسيوم »[٢] من الكلمة اليونانية التى تعنى « من الصعب الوصول إليه » .

واللانثانم هو أول العناصر النادرة ، وهو صاحب أدنى رقم . ولهذا السبب ، تدعى العناصر النادرة أحياناً باللانثانيدات . واللانثانم هو أحد العناصر النادرة الأكثر شيوعاً ، وهو يشبه الحديد كثيراً فى المظهر .

مزيد من المتطابقات (التوائم) :

اكتشف « ا . فون ولسباخ » سنة ١٨٨٥ العنصرين رقم ٥٩ و ٦٠ وأطلق على العنصر ٥٩ اسم « براسوديميوم »[٣] نسبة إلى الكلمات اليونانية التى تعنى

---

(١) Lanthanum
(٢) DysProsium
(٣) Praseodymium

« التوأم الأخضر » ، لأنه يكون مركبات ذات لون أخضر . وأطلق على العنصر رقم ٦٠ اسم « نيوديميوم »[١] ، وهو مشتق من الكلمات اليونانية التى تعنى « التوأم الجديد » . وكلمة توأم فى هذين الإسمين تظهر التشابه بين العنصرين وصعوبة التفريق بينهما . ويعتبر النيوديميوم ، مثله كمثل اللانثانم ، من العناصر النادرة المعروفة .

وقد اكتشف « ليسكوك دى بواسبودران » سنة ١٨٧٩ العنصر رقم ٦٢ فى معدن روسى كان يسمى « سمارسكيت » نسبة إلى اسم أحد رؤساء منجم روسى كان يدعى سارمارسكى . لذا أطلق المكتشف على العنصر الجديد اسم «ساماريوم»[٢] تخليداً لذكراه .

ولم تكتشف بعض عناصر الأرض النادرة إلا بعد سنه ١٩٠٠ ، فقد اكتشف « يوجين ديمارکای » العنصر رقم ٦٣ الذى أطلق عليه اسم « أوروبيوم »[٣] نسبة إلى أوربا . وفى سنة ١٩٠٧ اكتشف « ج . أوربان » العنصر رقم ٧١ الذى أطلق عليه « لوتيتيوم »[٤] الإسم القديم الرومانى لمدينة باريس .

وأكثر هذه العناصر الأرضية انتشاراً هو العنصر رقم ٥٨ . فقد كان أول ما اكتشف فى هذه السلسلة . وقد كشف « كلابروث » و « برزيليوس » هذا اللغز سنة ١٨٠٣ وأطلقا على العنصر إسم « سيريوم »[٥] نسبة إلى كوكب صغير يسمى

---

(١) Neodymium
(٢) Samarium
(٣) Europium
(٤) Lutetium
(٥) Cerium

« سيرس » الذى تم اكتشافه فى السماء قبل ذلك بسنتين . والسيريوم هو أسهل عناصر الأرض النادرة التى يمكن فصلها عن الأخرى ، لأنه يتمتع بقليل من الخصائص الكيميائية التى لا توجد فى غيره . وباستغلال هذه الخصائص يمكن فصله من المخلوط .

والسيريوم من الانتشار والسهولة بحيث يمكن تنقيته واستخدامه فى بعض الاستعمالات العملية ، فقبل عصر الإضاءة بالكهرباء ، كانت تستخدم غازات الإضاءة أو مصابيح الكيروسين ، وضوءها أعتم من المصابيح الحديثة وأكثر صفرة ، بالاضافة إلى تذبذبه . وقد عمد الناس ، لتحسين هذه الأضواء ، إلى أن يضعوا أسطوانة مسامية تسمى « مصباح الغاز» حول اللهب . ويسطع غطاء المصباح بحرارة اللهب بضوء أكثر ثباتاً وأسطع وأبيض من اللهب نفسه . وأكسيد السيريوم هو أحد المواد التى استخدمت فى عمل مصباح الغاز ، ويتكون جزيئه من ذرتين من السيريوم وثلاث ذرات من الأكسيجين .

ويحترق السيريوم بلهب أبيض ساطع مثل الماغنسيوم . وهذه خاصة مفيدة . ويمكن عمل سبيكة منه ومن الحديد معاً (بنسبة سبعة أجزاء من السيريوم إلى ثلاثة أجزاء من الحديد ، لتكوين « حديد السيريوم » أو معدن « الميتش »(١) وهذا بالألمانية يعنى « المخلوط » ، لأنه يحتوى فعلاً على كميات صغيرة معينة من عناصر الأرض النادرة الأخرى بالإضافة إلى السيريوم . ويستخدم فى ولاعات السجاير لأنه يعطى شرراً أشد حرارة من الحديد أو الصلب بمفرده ، ولذا يسرع إشعال سائل الولاعة . وإذا أضيفت فلزات الأرض النادرة إلى الكربون ، تحصل على أضواء القوس الأشد سطوعاً .

---

(١) Mischmetal

وقد ظهرت الحاجة خلال الحرب العالمية الثانية إلى البحث عن طريقة لسرعة فصل العناصر الأرضية النادرة فى أبحاث القنبلة الذرية . وقد لجأ الكيميائيون إلى اللدائن المزيلة للأيونات والأملاح .

فلو صبت محاليل محتوية على مركبات من عناصر الأرض النادرة المختلفة على عمود طويل من جسيمات اللدائن ، لالتصقت المركبات المختلفة باللدائن فى أماكن مختلفة وبمقادير متفاوتة من الالتصاق . ولو أمكن معالجتها بطريقة سليمة لانفصلت الواحد تلو الآخر . ويمكن فصل كل منها عن الأخرى . والآن وقد نجحت هذه الطريقة الجديدة فى فصل عناصر الأرض النادرة بعضها عن بعض ، فستظهر بلا شك استخدامات جديدة للعناصر الأكثر انتشاراً ، مثل السيريوم واللانثانم والنيوديميوم .

وتعرض عناصر الأرض النادرة للبيع صفقة واحدة . وإذا راجعت ثانياً هذا الباب لوجدت أننى لم أذكر العنصر رقم ٦١ . وليس هذا عفواً ولكنى سأشرح السبب فى الباب القادم .

وما زال هناك عنصر باق تجب الإشارة إليه قبل الانتهاء من هذا الباب . تقع عناصر الأرض النادرة تحت اليتريوم فى الجدول الدورى . وهناك أيضاً عنصر يعلوه مباشرة ، وهو العنصر رقم ٢١ ، ويعتبر ثالث عنصر نجح «مندلييف» فى التنبؤ بخواصه . وقد اكتشفه « ل . ف . نيلسون » سنة ١٨٦٧ وأطلق عليه اسم « سكانديوم »(١) . نسبة إلى سكانديناوه . وهذه فرصة طيبة لإنهاء باب تخصص فى «العناصر السكندينافية» .

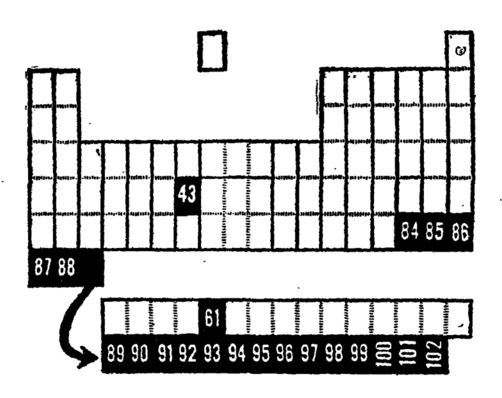
---

(١) Scandium

الفصل الثالث والعشرون

اليورانيوم

• العنصر الغير مستقر



الذرات التى تتحطم :

تناولت حتى الآن فى هذا الكتاب واحداً وثمانين عنصراً تبدأ من رقم ١ (الإيدروجين) إلى رقم ٨٣ (البزموت) ـ أى واحداً وثمانين عنصراً لأننا تركنا العنصرين رقم ٤٣ ورقم ٦١ .

وهناك صفة عامة لكل الواحد والثمانين عنصراً التى شرحتها ، فكلها عناصر « مستقرة » . أى لو تركت ذرة من أى من هذه العناصر بمفردها ، فستبقى ذرة من

نفس العنصر إلى مدى الحياة . وزيادة على هذا فإن هذه العناصر الواحدة والثمانين هى كل العناصر الثابتة التى نعرفها ، ويبدو أنها هى التى يمكن أن توجد على شكل ثابت أو مستقر .

ومع ذلك فهى ليست كل العناصر ، فقد ذكرت فى مطلع الكتاب أن مجموعها ١٠٢ عنصراً ، فيتبقى بعد ذلك واحد وعشرون عنصراً ، وجميعها « غير مستقر » ، أى لو تركت أى ذرة من ذرات هذه العناصر بمفردها ، فستتغير آجلاً أو عاجلاً إلى ذرة من نوع آخر .

ويعتبر اليورانيوم العنصر رقم ٩٢ من أشهر هذه العناصر الإحدى والعشرين الغير ثابتة وأهمها ، ونعرفه منذ زمن طويل . وقد اكتشفه « كلابروث » سنة ١٧٨٩ فى معدن يعرف باسم « البتشبلند » [١] ، وأطلق عليه اسم اليورانيوم نسبة إلى الكوكب « يورانوس » [٢] الذى اكتشف فى ذلك الوقت .

ويحتوى البتشبلند على « أكسيد اليورانيوم » ، ويحتوى الجزىء منه على ثلاث ذرات من اليورانيوم وثمانى ذرات من الأكسيجين . ومن الصعب جداً تنقية اليورانيوم . ويتشابه فى هذا مع التيتانيوم والعناصر المشابهة لأنه نشيط جداً ويلتصق بشوائبه . ولم يتم فصل اليورانيوم كفلز نقى إلا سنة ١٩٤٢ عندما زادت الحاجة إليه فى أبحاث القنبلة الذرية . والفلز له لون فضى ويقرب فى ثقله من الذهب .

ولم يكن هناك أى استعمال يذكر لليورانيوم فى المائة عام التى تلت اكتشافه . بل إن البحث الذى دار عن رواسب البتشبلند فى تشيكوسلوفاكيا فى القرن السادس عشر ، كان يهدف إلى الحصول على الفضة التى بها . وكادت كل الفضة تستنفد

(١) Pitchblende

(٢) Uranus

حوالى القرن التاسع عشر — ولكن البحث استمر لفترة عن الرصاص . وحتى هذا ترك جانباً . ولم يهتم أحد بحقيقة وجود اليورانيوم إلا فى الأربعينيات من القرن العشرين. وبإضافة بعض مركبات اليورانيوم إلى الزجاج تضفى عليه لوناً أصفر فاقعاً .وتستخدم بعض مركبات اليورانيوم فى دهان الصينى — وكانت هذه هى كل استعمالات اليورانيوم تقريباً ، ولم تكن بالكثير كما ترى . وحتى الكيميائيون لم يهتموا بالعنصر ، إلا لأن بعض مركباته « تضىء ذاتياً » ، أى أنها تتألق بلون أصفر فى وجود الأشعة فوق البنفسجية .

وحدث فى عام ١٨٩٦ ، وبمجرد الصدفة ، أن اكتشف عالم فرنسى فى علم الطبيعة ويدعى « أ . ﻫ . بكريل » ، أن ذرات اليورانيوم تطلق إشعاعات غريبة بشكل لم يعرف من قبل (وقد سميت هذه الخاصية فيما بعد النشاط الإشعاعى) ، وفى الحال أصبح اليورانيوم على درجة كبيرة من الأهمية وبدأ الكثير من الكيميائيين وعلماء الطبيعة يدرسونه .

وقد وجد أن بعض إشعاعات اليورانيوم مكونة من جسيمات أصغر بكثير حتى من الذرات ، وقد سميت الجسيمات « دون الذرية » . وتشبه بعض هذه الإشعاعات أشعة إكس وإن كانت أقوى . وقد مات بعض العلماء بتأثير إشعاعات اليورانيوم والعناصر المشابهة له قبل أن يدرك الناس مدى خطورة النشاط الإشعاعى .

وقد توصل العلماء إلى معرفة الكثير عما بداخل الذرات . فقد اكتشفوا أن الذرات تتكون من جسيمات « ذرية » مختلفة الأنواع . واكتشفوا أيضاً كيفية استخدام هذه الجسيمات الذرية لتحويل نوع من الذرات إلى نوع آخر . (وتسمى هذه التغيرات بالتفاعلات النووية) . وقد نجحوا فى بناء « مفاعلات ذرية » لإنتاج طاقة يمكن الاستفادة بها من التفاعلات النووية . كذلك اكتشفوا

طريقة عمل « القنابل الذرية » . وهكذا أصبح اليورانيوم الذى كان عديم الفائدة من أقيم العناصر ، وقطعاً أفظعها .

ومن أوائل الأشياء التى اكتشفوها عن اليورانيوم أن ذراته تنقسم طول الوقت . فتطلق كل ذرة يورانيوم — سواء آجلاً أو عاجلاً — بعض الجسيمات «الدون ذرية» المكونة لها ، وبقوة كبيرة . والإشعاعات التى اكتشفها « بكريل » ، ما هى إلا هذه الجسيمات الطائرة . وعندما تشع ذرة اليورانيوم فإنها لا تصبح يورانيوم ، بل تصبح نوعاً آخر من الذرات .

وقد تتساءل عن استمرار وجود اليورانيوم رغم تحطيم ذراته . والإجابة على هذا السؤال هى أن التحطيم يتم ببطء شديد . وتحطيم ذرة اليورانيوم يتم عاجلاً أو آجلا . وغالباً مايتم بعد حين ، وغالباً بعد أمد طويل . فتنفصل أكثر من مليون ذرة من كل أوقية من اليورانيوم فى الثانية . ولكن هناك بعض الذرات متناهية فى الصغر ، ويوجد العديد منها فى أوقية من اليورانيوم ، ولابد من مرور ٥ بلايين سنة تقريباً قبل أن تنقص نصف هذه الأوقية من اليورانيوم . وبما أن الأرض تبلغ من العمر ٤ بلايين سنة فعلي ذلك مازال اليورانيوم الأصلي موجوداً بيننا ، وكثير من هذا سيستمر بيننا لسنوات وسنوات أكثر مالم نستنفده فى الطاقة الذرية .

« والثوريوم » ، وهو العنصر رقم ٩٠ ، يشابه اليورانيوم فى خواصه ، وقد اكتشفه «برزيليوس» سنة ١٨٢٨ فى معدن نرويجى يسمى «ثورايت» نسبة إلى إسم إله نوردى قديم يسمى «ثور» . ويحتوى الثورايت على سايكات الثوريوم ، ويحتوى الجزىء منه على ذرة من السليكون وأربع ذرات أكسجين . ويوجد بالولايات المتحدة معدن يحتوى على الثوريوم ويسمى «مونازيت» ، وهو يحتوى على ثانى أكسيد الثوريوم (المعروف باسم الثوريا) ، ويحتوى الجزىء منه على ذرة ثوريوم وذرتين من الأكسجين .

وقد استخدم ثانى أكسيد الصوديوم فى عمل مصابيح الغاز التى سبق ذكرها والتى تتكون من ٩٩ ./ من ثانى أكسيد الثوريوم . ولكن نظراً لأن ثانى أكسيد الثوريوم النقى لايشع إلا ضوءاً ضعيفاً بالتسخين ، فيضاف ١ ./ من أكسيد السيريوم لزيادة توهج الضوء .

ومع أن هذه المصابيح الغازية قد استبدلت بشكل واسع بالأضواء الكهربائية فإنها مازالت تستخدم فى بعض الأماكن . وأكسيد الثوريوم عنيد ، فإذا أضيف جزء منه إلى التنجستن ، أطال عمر أسلاك الأضواء الكهربائية .

والثوريوم مثل اليورانيوم مشع ، وينطلق منه نفس النوع من الإشعاعات ، ولو أن الثوريوم يتحطم ببطء أكثر من اليورانيوم ولم يتم تحطيم الثوريوم منذ تكون الأرض .

سلالة العناصر المشعة :

عندما تتحطم ذرات اليورانيوم والثوريوم تتحول إلى أنواع أخرى من الذرات . وهذه بدورها، بما أنها مشعة أيضاً ، تتحطم بعد ذلك إلى أنواع أخرى من الذرات ، وهى مشعة أيضاً . وأخيراً بعد أكثر من اثنتى عشرة عملية ، تتكون ذرة ثابتة ، وهذه الذرة الثابتة ما هى إلا ذرة رصاص .

ومن بين الذرات التى تتكون فى الطريق من اليورانيوم والثوريوم (رقم ٩٢ / ٩٠) إلى الرصاص (رقم ٨٢) توجد كل العناصر التى أرقامها من ٨٤ إلى ٩١ . وهى جميعاً عناصر مشعة وغير ثابتة . وزيادة على هذا ، فهى تتحطم بسرعة أكبر من اليورانيوم والثوريوم . ولو كانت هذه العناصر من ٨٤ إلى ٩١ قائمة بذاتها حتى بكميات كبيرة ، لانتهت فى ملايين قليلة من السنين على أكثر تقدير ، وانتهى بعضها فى أيام معدودات ، ولما وجد أى منها حالياً ، إذ أن عمر الأرض

يبلغ ٤ بلايين سنة ، طالما لم تتكون إمدادات جديدة مستمرة من اليورانيوم والثوريوم .

وعلى ذلك فمن الطبيعى أن تحتوى المعادن الموجود فيها اليورانيوم والثوريوم على كميات صغيرة أيضاً من نتاج هذه العناصر. ولهذا السبب ما زال « البتشبلند » مشعاً رغم زوال كل اليورانيوم الموجود به .

وقد اشتغل كل من « بيير ومارى كورى » (زوج وزوجته كفريق) على البتشبلند الذي زال منه اليورانيوم ، وقد حاولا فصل العناصر المشعة المتبقية . ويمكنك تصور مدي هذه الصعوبة عندما أخبرك أن نتاج العناصر المشعة فى البتشبلند تبلغ أقل من جزء من ثلاثة ملايين. فيحتوى الطن من البتشبلند على ١٠٠ تقريباً من الأوقية فقط من المادة التى كانا يبحثان عنها . ومن حسن الحظ كان لديها عربتان محملتان بالخام الذى يشتغلان عليه . وقد منحتها الحكومة النمساوية (التى كانت تحكم تشيكوسلوفاكيا فى ذلك الحين) هذه المادة « المدبغة الفائتة » بدون مقابل . وكان عليها أن يدفعا مصاريف الشحن ، وقد كبدها هذا كل ما كانا يمتلكانه من النقود .

وقد نجحا فى الوصول إلى ما كانا يبحثان عنه ، فقد اكتشفا سنة ١٨٩٨ « البولونيوم [١] » وهو العنصر رقم ٨٤ وأطلقا عليه هذا الإسم نسبة إلى موطن «مدام كورى» ـ بولنده . وفى أواخر نفس العام اكتشفا « الراديوم » ، عنصر رقم ٨٨ ، فى شكل مركب وتوصلوا إلى تحضير فلز الراديوم نفسه سنة ١٩١٠ . وقد اشتق اسمه من الكلمة اللاتينية التى تعنى « شعاع » ، وكلا العنصرين أكثر إشعاعاً من اليورانيوم والثوريوم . وقد استخدمت إشعاعات الراديوم القوية فى

---

(١) Polonium

قتل خلايا السرطان في جسم الإنسان . ولكن هذه العملية يجب أن تتم بمنتهى الحرص ، لأن الإشعاعات ذاتها قد تسبب السرطان . ولدينا الآن وسائل حديثة أمينة لاستخدام النشاط الإشعاعي فى مثل هذه الأغراض . ومع أن هذه العناصر غير ثابتة إلا أن لها مكاناً فى الجدول الدورى مع العناصر الثابتة . والراديوم عنصر أرضى قلوى وهو يشبه كثيراً الباريوم فى خواصه الكيميائية ، ويقع مكانه تحت الباريوم مباشرة ، كما يقع البولونيوم تحت التيلوريوم ويشابهه فى خواصه الكيميائية .

وعندما تتحطم ذرة الراديوم فإنها تكون ذرة من الرادون ، وهو العنصر رقم ٨٦ ، وهو غاز مشع ويتلاءم مكانه مع عمود الغازات الخاملة في الجدول الدورى تحت الزينون مباشرة . وله كل الخواص الكيميائية التى للغازات الخاملة الأخرى .

واكتشف الرادون كيميائى يدعى « ف . ا. دورن » سنة ١٩٠٠ ، وأطلق عليه اسم « إشعاع الراديوم » . وقد جمع كل من «رامزى » و«ر. وايتلو جراى» الغاز سنة ١٩٠٨ وأطلقا عليه اسم « نيتون » نسبة إلى كلمة يونانية تعني لامع ، ومع ذلك أصبح الإسم الرسمى سنة ١٩٢٣ هو « رادون » لإظهار أن هذا الغاز مشتق من الراديوم .

واكتشف كيميائى يدعى « ا. ل. دوبيرن » سنة ١٨٩٩ العنصر رقم ٨٩ ، وأطلق عليه اسم « أكتينيوم »[١] وهو مشتق من الكلمة اليونانية التى تعنى « أشعة » . وفى سنة ١٩١٧ أعلن زوجان مختلفان من الكيميائيين (فوردريك سودى ، و ر . ح . ا . كرانستون بإنجلترا ، وأتوهان وليزمتز بألمانيا) اكتشاف العنصر رقم ٩١ . وبما أنه ، عندما يتحطم ينتج أكتينيوم فقد أطلقوا عليه « بروتكتينيوم »[٢] .

---

(١) Actinium

(٢) Protactinium

ومقطع « بروت » فى الكلمة اشتق من الكلمة اليونانية التى تعنى « أولا » ، وبمعنى آخر « فالأكتينيوم » كان قبل ذلك « بروتكتينيوم » .

وينتج غازان آخران من تحطيم الثوريوم والأكتينيوم (وسأذكر العنصر الثانى بالتفصيل بعد لحظة) . وقد سميا « ثورون » و « أكتينيون » على التوالى ، وقد اتضح أنهما نوعان من الرادون . ولقد قدمت بعض الإقتراحات بتسمية العنصر « إيمانون » (من كلمة emanation بالإنجليزية) ، إذ أنه لم يتكون من تحطيم الراديوم فقط مثل الرادون .

ويتبقى بعد ذلك العنصران ٨٥ و ٨٧ وهذان العنصران غير ثابتين بشكل كبير ، ويتحطمان بسرعة كبيرة حتى لا يتبقى منهما إلا جزء صغير .

الثغرات الأخيرة :

وبعد اكتشاف الرينيوم[1] سنة ١٩٥٢ لم يبق في الجدول الدورى إلا أربعة أماكن شاغرة تشغلها العناصر رقم ٤٣ و ٦١ و ٨٥ و ٨٧ . وكان من الواضح أن العنصرين رقم ٨٥ و ٨٧ مشتقان . وكان من المعتقد أنهما من العناصر غير الثابتة جداً ولذا فمن الصعب الحصول عليهما .

وعلى العكس من ذلك العنصران رقم ٦٣ و ٦١ فإنهما محاطان بعناصر ثابتة ، ولذلك ظن الجميع أنهما لا بد أن يكونا ثابتين .

ويوجد العنصر رقم ٤٣ فوق الرينيوم مباشرة فى الجدول الدورى . وفى عام ١٩٢٥ أعلن نفس الكيميائى الألمانى الذى اكتشف الرينيوم اكتشاف

---

(١) Rhenium

العنصر رقم ٤٣ ، وهو « الإكا مانجنيز »[١] الذى أشرت إليه مع الرينيوم فى نهاية الفصل التاسع عشر. وقد أطلقوا عليه اسم «مازوريوم»[٢] نسبة إلى منطقة فى شرق ألمانيا تسمى « مازوريا ». وقد عرفنا الآن أن العنصر ٤٣ غير ثابت ، وزيادة على ذلك بما أنه لم يتكون من أى عنصر آخر فلا يوجد شىء منه فى الأرض . وعلى ذلك فلا بد أن الكيميائيين الذين أعلنوا عن اكتشاف المازوريوم قد أخطأوا .

وقد حدث نفس الشىء مع العنصر رقم ٦١ بطريقة مزدوجة ، فقد أعلن بعض الكيميائيين الأمريكان اكتشافه سنة ١٩٢٦ ، وقد أطلقوا عليه « إللينيوم »[٣] نسبة إلى ولاية « إلينوى » . وقد أعلن بعض الكيميائيين الإيطاليين أنهم أول من اكتشفوه ، وأطلقوا عليه اسم « فلورنتيوم »[٤] نسبة إلى مدينة إيطالية فى فلورنسا . ودار جدال عنيف حول هذا الموضوع ولا بد أن كلا من هاتين المجموعتين قد أخطأتا لأن العنصر رقم ٦١ أقل ثباتاً من العنصر رقم ٤٣ ولا يوجدان فى التربة .

ولكن كيف نعرف كل شىء عن العنصرين رقم ٤٣ و ٦١ إذا لم يوجدا فى التربة ؟ لقد نجح عالم بريطانى سنة ١٩١٩ ويدعى « إرنست رذرفورد » فى معرفة طريقة لتحويل نوع من الذرات حتى الثابت منها إلى نوع آخر وذلك بإطلاق جسيمات «دون ذرية» عليها . وبمضى الوقت أمكن عمل تحسينات كبيرة فى هذه العملية ، وزادت مهارة العلماء فى تصنيع أنواع جديدة من الذرات .

وحدث بمحض الصدفة أن قام كيميائيان شابان سنة ١٩٣٧ هما « س. بريير »

---

(١) eka — Manganese

(٢) Masurium

(٣) Illinium

(٤) Florent·um

و « ا . سجرى » بدراسة على عينة من العنصر رقم ٤٢ « موليدنم الذى سبق أن أطلقت عليه جسيمات دون ذرية ، وقد وجدت فيها ذرات جديدة التكوين لنوع جديد من العناصر ، عنصر لا يوجد فى الأرض . وكان هذا العنصر رقم ٤٣ المجاور للموليدنم فى الجدول الدورى ، وقد أطلقا عليه اسم «تكنيتيوم[1]» وهو مشتق من كلمة يونانية تعنى « صناعى » . وقد أمكن الحصول على كميات منه تكفى دراسة خواصه ، وأصبح التكنيتيوم الإسم الرسمى للعنصر رقم ٤٣ . واختفى المازوريوم وانتهى ، وأصبح التكنيتيوم هو أول « عنصر صناعى » تم صنعه .

وكذا أنتج ثلاثة كيميائيين فى سنة ١٩٤٨ وهم « ج. ا. مارنيسكى» و « ل . ا ـ جلندنين » و« س . د . كوريل » ذرات العنصر رقم ٦١ وأطلقوا عليه اسم « بروميثيوم[2] » نسبة إلى « بروميثيوس » المارد اليونانى الذى أحضر النار من السماء لتستخدمه البشرية (ويحتمل أنهم كانوا يفكرون فى نار القنبلة الذرية التى هى فى الحقيقة نوع من النار التى تضىء الشمس) وأصبح اسم العنصر الرسمى « بروميثيوم » .

وفيما يختص بالعنصرين رقم ٨٥ و ٨٧ فقد أعلن أحد الكيميائيين فى سنة ١٩٣٠ أنه قد اكتشفها ، وقد أطلق على العنصر رقم ٨٥ اسم «الأبامين» ، وعلى العنصر ٨٧ اسم « فرجينيوم » نسبة إلى اسمى ولايتى ألاباما وفرجينيا ، وقد شك فى ذلك معظم الكيميائيين الآخرين .

ويعتبر التكنيتيوم أكثر هذه العناصر جميعاً مقدرة فى التوصيل الكهربائى فى درجات الحرارة المرتفعة (أعلى من الصفر بمقدار إحدى عشرة درجة) ، ولو أن بعض السبائك تفوقه قليلا (ولكن ليست العناصر النقية) . وبعض مركبات

---

(١) Technetium

(٢) Promethium

التكنيتيوم والمسماة « بيرتكنيتات » لها المقدرة على منع تآكل الحديد والصلب . ولهذا الغرض يغمر المعدن فى محلول البيرتكنيتات فقط . والتكنيتيوم نادر الوجود ومرتفع التكاليف مما جعل هذه الطريقة غير تجارية . ومع ذلك فإن الكيميائيين ما زالوا يدرسون هذه النقطة باهتمام لدراسة المزيد عن مشكلة التآكل .

وفى سنة ١٩٣٩ اكتشفت كيميائية فرنسية تدعى « ما رجريت براى » ، بطريقة قاطعة ، العنصر رقم ٨٧ بين نواتج تحطيم اليورانيوم ، وأطلقت عليه أولا الإسم أكتينيوم « ك » ، ثم أطلقت عليه بعد ذلك اسم « فرانسيوم[١] » نسبة إلى فرنسا . وقد قبل هذا الاكتشاف واستقر اسم « فرانسيوم » كالإسم الرسمى . وفى السنة التالية سنة ١٩٤٠ أنتج كل من « د . ب . كورسون » و« ك . ر . ما كنزى » و« ا . سجري » العنصر رقم ٣٥ واسموه « أستاتين[٢] » مشتقاً من الكلمة اليونانية التى تعنى « غير ثابت » ، وأصبح هذا هو الإسم الرسمى لذلك العنصر .

وأصبح كل من الأستاتين والفرانسيوم عضوين فى مجموعات مشهورة من العناصر . والفرانسيوم فلز قلوى يتلاءم مكانه فى الجدول الدورى تحت السيزيوم مباشرة . أما الأستاتين فهو هالوجين يتلاءم مكانه فى الجدول الدورى تحت اليود مباشرة .

والأستاتين والرادون هما العنصران الوحيدان غير الثابتين بين اللافلزات . ولذلك ترى أن اسم كل منهما ينتهى بـ « ين » أو « ن » ، وبذلك ننتهى من قائمة اللافلزات التى يبلغ عددها ٢٢ . وقد اكتشف الأستاتين سنة ١٩٤٣ بين نواتج اليورانيوم .

---

(١) Francium

(٢) Astatine

أعلى من أعلى رقم :

وما أن أتى عام ١٩٤٨ حتى ملىء آخر مكان شاغر فى الجدول الدورى . ومع ذلك لم يتوقف اكتشاف العناصر الجديدة واستمر اعتبار اليورانيوم عنصر رقم ٩٢، لفترة مائة وخمسين عاماً ، على أنه آخر العناصر . ومع ذلك ، لماذا لا توجد عناصر أرقامها أعلى من ٩٢ ؟

لا يوجد ما يمنع من وجود مثل هذه العناصر . فقد بدأت مجموعة من العلماء الأمريكان وعلى رأسها العالم المشهور « ج . ف . سيبورج » ، تنتج عناصر جديدة الواحد تلو الآخر ، وأرقامها أعلى من ٩٢ . وهم يعملون بجامعة كالفورنيا فى بار كلى ، حيث ينتج التكنيتيوم والأستاتين ، وهما من بين العناصر التى أرقامها أقل من ٩٢ . أما البرومثيوم ، فقد أنتج فى مدينة أوك ريدج بولاية تنيسى.

وتقع هذه المجموعة من العناصر بعد اليورانيوم فى الجدول الدورى ، وهى معروفة باسم « العناصر بعد اليورانيومية »، ولكنها غير ثابتة (باستثناء واحد)، ولا توجد بشكل طبيعى فى التربة .

وفى سنة ١٩٤٠ أمكن إنتاج العنصرين رقم ٩٣ و ٩٤ . وبما أن اليورانيوم عنصر رقم ٩٢ قد نسبوا تسميته إلى الكوكب « يورانوس » . فان العنصرين ٩٣ و ٩٤ نسب اسماها إلى الكواكب السيارة التى تلى يورانوس وهما « نبتون ، و « بلوتو ». لذا أسمى العنصر ٩٣ « نبتونيوم[١] »، والعنصر ٩٤ « بلوتونيوم[٢] ». وكان « ا . م. ماكميلان » و « ب . أبلسون » هما أول من اكتشفا عنصراً بعد اليورانيوم . وفى سنة ١٩٥١ منح كل من ماكميلان وسيبورج جائزة نوبل للكيمياء لأبحاثهما عن عناصر ما بعد اليورانيوم .

---

(١) NePtunium

(٢) Plotonium

وأحياناً يتم تحطيم ذرات اليورانيوم بطريقة تسمح بتكوين ذرات البلوتونيوم، ولم تكتشف إلا كميات صغيرة جداً منه فى خامات اليورانيوم . وعلى ذلك فالبلوتونيوم هو العنصر الوحيد بعد اليورانيوم الذى يوجد فى الطبيعة ، وهو العنصر الموجود فى الطبيعة ذو أعلى رقم ذرى . وقد أمكن صنع البلوتونيوم الصناعى بكميات تسمح باستعمال أرطال وأرطال منه فى مؤسسات الطاقة الذرية والقنابل الذرية .

وقد ثبت وجود البلوتونيوم فى الطبيعة . وتحتوى خامات اليورانيوم عادة على البلوتونين ولكن بكميات قليلة . ويبلغ البلوتونيوم جزءاً من مائة ترليون من اليورانيوم الموجود فى الخام وينتج من بعض التحولات الإشعاعية التى تحدث لليورانيوم . وكذا يجب وجود النبتونيوم ، وهو موجود بكميات أصغر من البلوتونيوم .

وقد لوحظ فى الحال أن النبتونيوم والبلوتونيوم لهما نفس الخواص الكيميائية الموجودة فى اليورانيوم والثوريوم . وقرر العلماء أنهم يواجهون ثانياً حالة « عناصر أرضية نادرة » أى سلسلة من العناصر الشديدة التشابه .

ولما كانت هذه السلسلة تبدأ بعنصر الأكتينيوم ، فقد أطلق على العناصر اسم « الأكتينيدات [١] » كما أطلقوا على السلسلة الأولى اللانثانيدات [٢] » . وقد وضعت الأكتينيدات تحت اللانثانيدات مباشرة فى الجدول الدورى. فالأكتينيوم تحت اللانثانم والثوريوم تحت السيريوم ، والبروكتاكتينيوم تحت البراسوديميوم ، واليورانيوم تحت النيوديميوم ، والنبتيوم تحت البروميثيوم ، والبلوتونيوم تحت الساماريوم .

---

(١) Actinides

(٢) Lanathides

واستمر رجال جامعة كالفورنيا فى إنتاج عناصر جديدة . وقد تم اكتشاف العنصر رقم ٩٥ فى سنة ١٩٤٤ . ولما كان مكانه يلائم تحت « الأوروبيوم » فقد أطلقوا عليه اسم « أميريكيوم [١] » نسبة إلى أمريكا كنوع من التوازن . وفى سنة ١٩٤٦ تم اكتشاف العنصر رقم ٩٦ ومكانه يتفق تحت الجادولينيوم الذى أطلقوا عليه هذا الإسم نسبة إلى اسم كيميائى لعب دوراً هاماً فى تاريخ عناصر الأرض النادرة . وعلى ذلك فقد أطلقوا على العنصر رقم ٩٦ اسم « كوريوم [٢] » نسبة إلى آل كورى اللذين لعبا دوراً هاماً فى تاريخ النشاط الإشعاعى .

وتتشابه الأكتينيدات مع اللانثانيدات فى بعض الخواص الكيميائية. ومثال ذلك أن الثوريوم يوجد عادة فى خامات تحتوى على اللانثانيدات ، ويحتوى « المونازيت » وهو خام الثوريوم الرئيسى على لانثانيدات أيضاً . والخطوات الكيميائية التى تركز عنصراً معيناً فى مكان معين من الأرض هى نفس الخطوات التى تركز أى عنصر له نفس الخواص فى نفس المكان . وهذا يفسر وجود كل اللانثانيدات مع بعضها ، كما يفسر لماذا يوجد الهافنيوم فى خامات الزركونيوم ، ولماذا يوجد الكادميوم فى خامات الخارصين ، ولماذا توجد فلزات البلاتين فى خامات النيكل . . . الخ .

وفى سنة ١٩٤٩ تم اكتشاف العنصر رقم ٩٧ وفى سنة ١٩٥٠ اكتشف العنصر رقم ٩٨ ، وأطلق عليهما « بركليوم » [٣] و « كاليفورنيوم [٤] » نسبة إلى المدينة والمناطق التى تم بها هذا الاكتشاف .

---

(١) Americium

(٢) Curium

(٣) Berkelium

(٤) Californium

وفى عام ١٩٥٤ اكتشف العنصران ٩٩و ١٠٠ ولم تتم تسميتها رسمياً إلا سنة ١٩٥٥ ، وأطلق على العنصر رقم ٩٩ اسم « أينشتنيوم [١] » نسبة إلى العالم الألمانى « ألبرت أينشتاين » ، وأطلق على العنصر رقم ١٠٠ اسم « فيرميوم [٢] » نسبة إلى العالم الإيطالى « إنريكو فيرمى » (وقد أصبحا مواطنين أمريكيين فى أواخر حياتهما) . وقد اكتشف كل من أينشتين وفيرمى اكتشافات هامة سهلت على الباحثين دراسة الذرة .

وفى عام ١٩٥٥ تم اكتشاف العنصر رقم ١٠١ وأطلق عليه اسم مندليفيوم [٣] » نسبة إلى الكيميائى الروسى « مندلييف » ، وهو أول من وضع الجدول الدورى . وأخيراً فى عام ١٩٥٧ كون فريق من العلماء الأمريكان والإنجليز والسويديين الذين يعملون فى معهد نوبل للطبيعة فى ستوكهولم العنصر رقم ١٠٢ وأطلقوا عليه اسم « نوبليوم [٤] » نسبة إلى المعهد الذى سمى باسم «ألفريد نوبل» ، خبير المفرقعات السويدى العظيم الذى اخترع الديناميت والذى كرس مبلغاً كبيراً لجائزة نوبل الشهيرة بعد وفاته .

والآن هل سيكتشف المزيد من العناصر ؟ ربما . لقد زادت صعوبة الاكتشافات أكثر ، فكل عنصر بعد اليورانيوم يزداد عدم ثباته عن العنصر الذى يسبقه وتصعب دراسته . ومع ذلك فالكيميائيون يطمعون فى الوصول إلى العنصر رقم ١٠٤ لأن العنصر رقم ١٠٣ سينهى سلسلة الأكتينيدات . وسيكون للعنصر رقم ١٠٤ خواص جديدة ومختلفة وسيقع تحت الهافنيوم فى الجدول

---

(١) Einsteinium

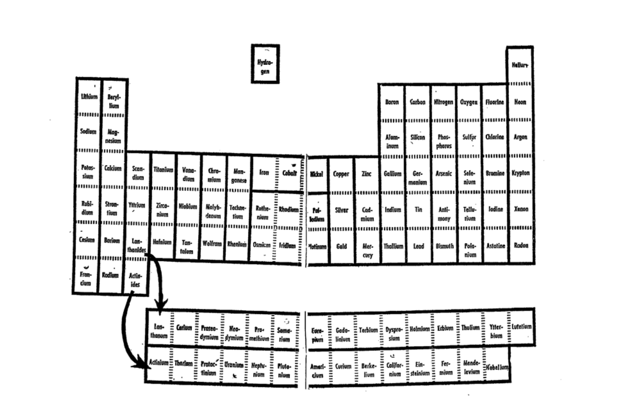
(٢) Fermium

(٣) Mendelevium

(٤) Nobelium

الدورى . وسيكون هذا إثباتاً أخيراً لفائدة الجدول الدورى . وحتى لولم نصل إلى العنصر رقم ١٠٤ فلن يحتاج الكيميائيون لمزيد من الإثبات على فائدة ذلك الجدول .

وهكذا نجد مائة عنصر واثنين (واحد وثمانون منها عناصر ثابتة) يتكون منها كل شيء في الكون ، بما فى ذلك أنت وأنا وأبعد نجوم العالم .



Hydrogen
Helium
Lithium
Beryllium
Boron
Carbon
Nitrogen
Oxygen
Fluorine
Neon
Sodium
Magnesium
Aluminum
Silicon
Phosphorus
Sulfur
Chlorine
Argon
Potassium
Calcium
Scandium
Titanium
Vanadium
Chromium
Manganese
Iron
Cobalt
Nickel
Copper
Zinc
Gallium
Germanium
Arsenic
Selenium
Bromine
Krypton
Rubidium
Strontium
Yttrium
Zirconium
Niobium
Molybdenum
Technetium
Ruthenium
Rhodium
Palladium
Silver
Cadmium
Indium
Tin
Antimony
Tellurium
Iodine
Xenon
Cesium
Barium
Lanthanides
Hafnium
Tantalum
Wolfram
Rhenium
Osmium
Iridium
Platinum
Gold
Mercury
Thallium
Lead
Bismuth
Polonium
Astatine
Radon
Francium
Radium
Actinides
Lanthanum
Cerium
Praseodymium
Neodymium
Promethium
Samarium
Europium
Gadolinium
Terbium
Dysprosium
Holmium
Erbium
Thulium
Ytterbium
Lutetium
Actinium
Thorium
Protactinium
Uranium
Neptunium
Plutonium
Americium
Curium
Berkelium
Californium
Einsteinium
Fermium
Mendelevium
Nobelium

الناشر
دار النهضة العربية
القاهرة



